MR

Gado

inChem.is.try

الصف الثاني الثانوي

الاسم :- ....

المجموعة:- ....

Mr: Abd El-Rahman Gado

01064363624



أيها المارون فوف أحلامنا

هذه فلسطيننا.

الوطن أو الموت

فِلسطِين



موطني .. موطني

هل أراك سالماً منعماً وغانماً مكرماً

الشباب لن يكل همه أن يستقل أو يبيد

نستقى من الردى ولن نكون للعدى كالعبيد

الباب 1 — الدرس الأول — الحساب الكيميائي

من: المول
إلى: ما قبل المول وعدد أفوجادرو




الوحدة البنائية للمادة


- **تمهيد:** الوحدة البنائية للمادة قد تكون ..
  - **جزيء** ⟵ مركب تساهمي (جزيء الماء H_2O).
  - **وحدة صيغة** ⟵ مركب أيوني (وحدة صيغة كلوريد الصوديوم) (NaCl).
  - **ذرة** ⟵ عنصر (ذرة أكسچين O).
- **الذرة:** أصغر وحدة بنائية للمادة تشترك في التفاعلات الكيميائية.
- **الجزيء:** أصغر جزء من المادة يمكن أن يوجد على حالة انفراد وتتضح فيه خواص المادة.
- تتواجد **المركبات الأيونية** على هيئة بناء هندسي منتظم يعرف **بالشبكة البلورية** ..

  حيث يحاط كل أيون من جميع الجهات بعدد من الأيونات المخالفة له في الشحنة
- يصعب عمليًا التعامل مع الذرة أو الجزيء أو وحدة الصيغة في الحساب الكيميائي (**علل**) ..

  لأنها جسيمات متناهية الصغر تقدر أبعادها بوحدة النانومتر (nm)
- اتفق العلماء على استخدام مصطلح **المول** في النظام الدولي (SI) للتعبير عن كميات المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل.

الكتلة الذرية

كتلة الذرة الواحدة وهي صغيرة جدًا وتقدر **بوحدة الكتل الذرية (a.m.u)** والتي يمكن اختصارها إلى (u).

- عند تقدير **الكتلة الذرية للعنصر بوحدة الجرام (g)** يطلق عليها مصطلح **الكتلة المولية الذرية**، وهي تقدر بوحدة g/mol .
  - مثال: إذا كانت **الكتلة الذرية للكربون** $C = 12\ u$ ، فإن المول من ذرات الكربون يعبر عن 12 g منه ..

    أي أن **الكتلة المولية من ذرات الكربون** = 12 g / mol .

العنصر	الهيدروچين H	الكربون C	النيتروچين N	الأكسچين O
الكتلة الذرية	1u	12 u	14 u	16 u
الكتلة المولية الذرية	1 g/mol	12 g/mol	14 g/mol	16 g/mol

المــول (mol)

◄ تعريف: الكتلة الذرية أو الجزيئية أو وحدة الصيغة من المادة معبرًا عنها بالجرامات.

◄ المول: وحدة قياس كمية المادة في النظام الدولي (SI) .

الكتلة المولية

- مجموع الكتل الذرية للذرات المكونة للجزيء.
- تُقدر الكتلة المولية بوحدة (g/mol) .

تطبيق

احسب الكتلة المولية لثاني أكسيد الكربون (CO_2) . [C = 12 , O = 16]

الحل

الكتلة المولية لثاني أكسيد الكربون (CO_2) = 12 + (2 × 16) = 44 g/mol

◄ تختلف كتلة المول من مادة لأخرى ..

لاختلاف المواد عن بعضها في تركيبها الجزيئي وبالتالي اختلاف كتلتها الجزيئية

◄ يختلف مول جزيء العنصر عن مول ذرة العنصر في الجزيئات ثنائية الذرة، مثل ..

الأكسجين O_2 ، الهيدروجين H_2 ، النيتروجين N_2 ، الفلور F_2 ، الكلور Cl_2 ، البروم Br_2 ، اليود I_2

➤ مثال ..

كتلة المول من ذرات الأكسجين O = 1 × 16 = 16 g

كتلة المول من جزيئات الأكسجين O_2 = 2 × 16 = 32 g

◄ هناك عناصر يختلف تركيبها الجزيئي تبعًا لحالتها الفيزيائية، مثل ..

العنصر	صيغة الحالة الصلبة	الكتلة المولية الذرية	صيغة الحالة البخارية	الكتلة المولية الجزيئية
الفوسفور	$P_{(s)}$	31 g	$P_{4(v)}$	4 × 31 = 124 g
الكبريت	$S_{(s)}$	32 g	$S_{8(v)}$	8 × 32 = 256 g

تدريب

◄ احسب الكتلة المولية لكل من ..

$[H = 1, S = 32, O = 16, Na = 23, Cl = 35.5, P = 31, Ca = 40]$

❶ P_4

....

❷ $NaCl$

....

❸ H_2O

....

❹ H_2SO_4

....

❺ $Ca_3(PO_4)_2$

....

1

احسب الكتلة المولية لبلورات كربونات الصوديوم المائية $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

$[Na = 23, O = 16, C = 12, H = 1]$

●●●● الحل ●●●●

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

$(2 \times 23) + (12) + (3 \times 16) + (10 \times 2 \times 1) + (10 \times 16) = 286\ g/mol$

2

احسب الكتلة المولية لبلورات كبريتات النحاس المتهدرتة $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ كتاب مدرسي

$[Cu = 63.5, O = 16, S = 32, H = 1]$

●●●● الحل ●●●●

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$

$(1 \times 63.5) + (1 \times 32) + (4 \times 16) + 5[(2 \times 1) + (1 \times 16)] = 249.5\ g/mol$

3

الكتلة المولية لجزيء الكبريت في الحالة البخارية.

[S = 32]

●●●● الحل ●●●●

الكبريت في الحالة البخارية S_8

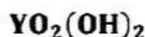
$= 8 \times 32 = 256$ g/mol

4

إذا كانت الكتلة المولية من المركب $YO_2(OH)_2$ تساوي 98 g/mol ، فإن الكتلة المولية للعنصر Y ..

[O = 16 , H = 1]

●●●● الحــل ●●●●


$YO_2(OH)_2$

$Y + (2 \times 16) + (2 \times 16) + (2 \times 1) = 98$

$Y + 66 = 98$

$Y = 98 - 66 = 32$ g/mol

اختبر نفسك

مركب كبريتات النحاس المائية $CuSO_4 \cdot xH_2O$ كتلته المولية 249.5 g/mol ، تكون قيمة x .

الحل: $x = 5$

[Cu = 63.5 , O = 16 , H = 1 , S = 32]

....

....

اختر

أي التالي كتلته المولية هي الأصغر؟ كتاب مدرسي

[C = 12 , O = 16 , H = 1 , Cl = 35.5]

Ⓐ الماء Ⓑ الميثان Ⓒ كلوريد الهيدروجين Ⓓ ثاني أكسيد الكربون

حساب عدد مولات المادة

◂ يمكن حساب عدد مولات كتلة معينة من أحد المواد بمعلومية كتلتها المولية، من العلاقة ..

$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{كتلة المادة (g)}}{\text{الكتلة المولية من المادة (g/mol)}}$	كتلة المادة / عدد المولات / كتلة المول

إرشادات لحل مسائل الحساب الكيميائي ..

الفكرة الأولى: المعطيات والمطلوب يخصان مادة واحدة (المسائل المباشرة)
استخدام القانون

5

ما عدد مولات 22 g من ثاني أكسيد الكربون CO_2 ؟

$[O = 16 , C = 12]$

●●●● **الحل** ●●●●

كتلة المول لـ $CO_2 = 12 + (2 \times 16) = 44\ g$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}} = \frac{22}{44} = 0.5\ mol$$



تدريب 1

◂ نصف مول من ثاني أكسيد الكبريت SO_2 = ... جرام. $[S = 32 , O = 16]$

Ⓐ 64 Ⓑ 128

Ⓒ 96 Ⓓ 32

حل بخطوات

احسب كتلة 0.25 mol من غاز الأكسجين؟ كتاب مدرسي

$[O = 16]$



تدريب 2

◂ ما كتلة 0.2 mol من الكربون ؟ كتاب مدرسي

[C = 12]

Ⓐ 2.4×10^{-3} g Ⓑ 0.2 g

Ⓒ 2.4 g Ⓓ 4.8×10^{-3} g

◂ **الفكرة الثانية:** المعطيات تخص مادة، والمطلوب يخص مادة أخرى (المسائل غير المباشرة) ..

نعمل علاقة بين المعطى والمطلوب (مقص)

◂ يعطي مركب ويطلب شيء يخص عنصر داخل هذا المركب (جزء من كل) ..

6

كتلة الأكسجين في 45 g من الماء ..

[O = 16 , H = 1]

◎◎◎◎ الحل ◎◎◎◎

	H_2O ⟶	O
ثوابت المعادلة	18 g	16 g
المعطى والمطلوب	45 g	?? g

$$\text{كتلة الأكسجين} = \frac{45 \times 16}{18} = 40 \text{ g}$$



تدريب 3

◂ احسب كتلة الأكسجين الموجود في (3 g) من حمض الأسيتيك CH_3COOH .

[C = 12 , O = 16 , H = 1]

اختبر نفسك

كتلة الأكسجين في 0.21 g من بيكربونات الصوديوم ..

[C = 12 , O = 16 , H = 1 , Na = 23]

الحل: 0.12 g

اختبر نفسك

احسب كتلة الأكسچين في عينة كتلتها $32.2\ g$ من بللورات $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ..

$[Na_2SO_4 = 142\ g/mol\ ,\ H_2O = 18\ g/mol\ ,\ O = 16]$

الحل: $22.4\ g$

....

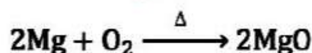
◄ **الفكرة الثالثة:** يكون فيه معادلة أو يطلب تعمل معادلة: نعمل علاقة بين المعطى والمطلوب من المعادلة (مقص) ..

7

احسب كتلة الأكسچين اللازمة لأكسدة $6\ g$ من الماغنسيوم أكسدة تامة ..

$[Mg = 24\ ,\ O = 16]$

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎



$$2Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO$$



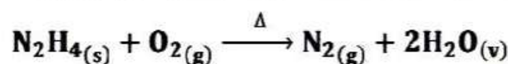
	$2Mg$	$\longrightarrow$	O_2
	$(2 \times 24)\ g$		$(2 \times 16)\ g$
ثوابت المعادلة	$48\ g$		$32\ g$
المعطى والمطلوب	$6\ g$		$??\ g$

$$\text{كتلة الأكسچين} = \frac{32 \times 6}{48} = 4\ g$$



تدريب 4

◄ احسب كتلة النيتروچين الناتجة من أكسدة $(16\ g)$ من الهيدرازين.



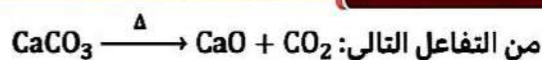
$$N_2H_{4(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} N_{2(g)} + 2H_2O_{(v)}$$

$[N = 14, O = 16, H = 1]$

Ⓐ 28 Ⓑ 32

Ⓒ 14 Ⓓ 16

اختبر نفسك



من التفاعل التالي: $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$

يكون كتلة أكسيد الكالسيوم CaO الناتج من انحلال 50 g من كربونات الكالسيوم حراريًا ..

$[Ca = 40 , C = 12 , O = 16]$

الحل: 28 g

8

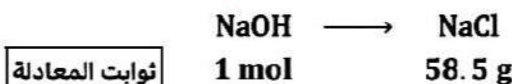
ما كتلة NaCl الناتجة من تفاعل 2 mol من NaOH مع وفرة من HCl ، تبعًا للمعادلة ..



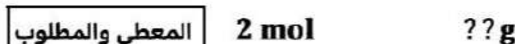
$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$[Na = 23 , Cl = 35.5]$

●●●● الحل ●●●●



	NaOH	$\longrightarrow$	NaCl
ثوابت المعادلة	1 mol		58.5 g
المعطى والمطلوب	2 mol		?? g



$$\text{كتلة NaCl} = \frac{58.5 \times 2}{1} = 117\ g$$

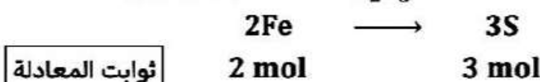
9

يتفاعل الحديد مع الكبريت لتكوين مركب كبريتيد الحديد (III)، احسب عدد مولات الكبريت اللازمة للتفاعل مع 6.2 mol من الحديد.

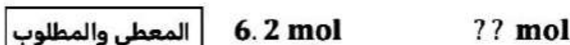
●●●● الحل ●●●●



$$2Fe + 3S \longrightarrow Fe_2S_3$$



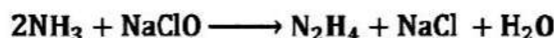
	2Fe	$\longrightarrow$	3S
ثوابت المعادلة	2 mol		3 mol
المعطى والمطلوب	6.2 mol		?? mol



$$\text{عدد مولات الكبريت } (S) = \frac{6.2 \times 3}{2} = 9.3\ mol$$

10

ما عدد مولات وكتلة N_2H_4 الناتجة من تفاعل 34 g من NH_3 ، تبعًا للمعادلة؟ كتاب مدرسي



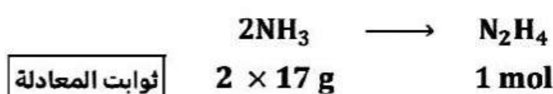
$$2NH_3 + NaClO \longrightarrow N_2H_4 + NaCl + H_2O$$

$[N = 14 , H = 1]$

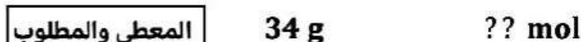
●●●● **الحل** ●●●●

كتلة المول لـ $NH_3 = 14 + (3 \times 1) = 17\ g$

كتلة المول لـ $N_2H_4 = (2 \times 14) + (4 \times 1) = 32\ g$

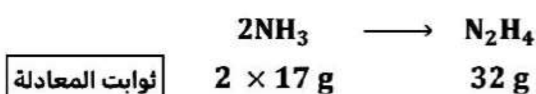


	N_2H_4	$\longrightarrow$	$2NH_3$
ثوابت المعادلة	1 mol		$2 \times 17\ g$



المعطى والمطلوب	?? mol	34 g

$$\text{عدد مولات } N_2H_4 = \frac{34}{2 \times 17 \times 1} = 1\ mol$$



	N_2H_4	$\longrightarrow$	$2NH_3$
ثوابت المعادلة	32 g		$2 \times 17\ g$



المعطى والمطلوب	?? g	34 g

$$\text{كتلة } N_2H_4 = \frac{34 \times 32}{2 \times 17} = 32\ g$$

اختر

من التفاعل التالي: $4NH_3 + 7O_2 \xrightarrow{\Delta} 4NO_2 + 6H_2O$ ،

ما أقل عدد من مولات الأكسجين يلزم لأكسدة 16 mol من غاز النشادر؟

Ⓐ 16   Ⓑ 28

Ⓒ 64   Ⓓ 80

حل بالخطوات

احسب عدد مولات H_2SO_4 التي يمكن تحضيرها من 3 g من مركب Cu_2S ، إذا كانت كل ذرة كبريت فيه تتحول إلى جزيء H_2SO_4 . كتاب مدرسي

$[Cu = 63.5 \ , \ \ S = 32]$

....

الباب 1 — الدرس الثاني — الحساب الكيميائي

من: عدد أفوجادرو والحجم المولي

إلى: ما قبل حساب الصيغ الكيميائية



المول وعدد أفوجادرو

توصل العالم الإيطالي أميدو أفوجادرو أن عدد الجسيمات (الذرات، أو الجزيئات، أو الأيونات، أو وحدات الصيغة) الموجودة في مول واحد من المادة يساوي عدد ثابت، مهما كانت الصورة التي توجد عليها المادة، أطلق عليه فيما بعد عدد أفوجادرو تكريماً له

عدد أفوجادرو

عدد الجزيئات أو الذرات أو الأيونات أو وحدات الصيغة الموجودة في مول واحد من المادة ويساوي 6.02×10^{23}

المول

كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوجادرو من الجسيمات (جزيئات أو ذرات أو أيونات أو وحدات الصيغة أو ....)

◂ أمثلة ..

- 1 مول من ذرة (Na) = 6.02×10^{23} ذرة (Na)
- 1 مول من جزيء (O_2) = 6.02×10^{23} جزيء (O_2)
- 1 مول من أيون (Na^+) = 6.02×10^{23} أيون (Na^+)
- 1 مول من وحدة الصيغة (NaCl) = 6.02×10^{23} وحدة صيغة (NaCl)

عدد الجزيئات = عدد مولات الجزيئات × عدد أفوجادرو

عدد الذرات = عدد مولات الذرات × عدد المولات المعطاه × عدد أفوجادرو

عدد الأيونات = عدد مولات الأيونات × عدد المولات المعطاه × عدد أفوجادرو



Note: عدد الجسيمات تعني عدد الذرات، أو الجزيئات، أو الأيونات، أو وحدات الصيغة، أو الإلكترونات، أو الروابط أو ....

4

احسب عدد جزيئات الماء الناتجة من تفاعل 26.5 g كربونات الصوديوم مع وفرة من حمض الهيدروكلوريك، تبعًا للمعادلة ..

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

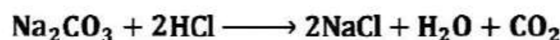
[Na = 23 , C = 12 , O = 16]

الحل

كتلة المول لـ $Na_2CO_3 = (2 \times 23) + (12) + (3 \times 16) = 106\ g/mol$

	Na_2CO_3 ⟶	H_2O
ثوابت المعادلة	106 g	جزيء $1 \times 6.02\times10^{23}$
المعطى والمطلوب	26.5 g	جزيء ??????

عدد جزيئات الماء الناتجة $= \dfrac{26.5 \times 1 \times 6.02\times10^{23}}{106} = 1.505 \times 10^{23}$ جزيء



المول وعدد وحدات الصيغة

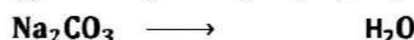
5

احسب عدد المولات الموجودة في 1.505×10^{23} وحدة صيغة من هيدروكسيد الصوديوم ..

الحل

عدد المولات = $\dfrac{\text{عدد وحدات الصيغة}}{\text{عدد أفوجادرو } (6.02\times10^{23})}$

$= \dfrac{1.505\times10^{23}}{6.02\times10^{23}} = 0.25$ مول



المول وعدد الذرات

6

كم عدد الذرات في مول واحد من CH_3OH ؟

الحل

هنا عايز عدد الذرات الكلي يعني ومش محدد ذرة معينة ..

عدد الذرات = عدد المولات × عدد مولات الذرات × 6.02×10^{23}

$= 1 \times 6 \times 6.02\times10^{23} = 3.612\times10^{24}$ ذرة

7

احسب عدد ذرات الهيدروجين في 2 mol من CH_4 .

كتاب مدرسي

[C = 12 , H = 1]

●●●● الحل ●●●●

عدد الذرات = عدد المولات × عدد مولات الذرات × 6.02×10^{23}

= 2 × 4 × 6.02×10^{23} = 4.816×10^{24} ذرة

8

احسب عدد الذرات الموجودة في 4 g من غاز الهيدروجين.

كتاب مدرسي

[C = 12 , O = 16]

....

....

....

اختبر نفسك

احسب عدد الذرات الموجودة في 3 g من حمض الخليك CH_3COOH .. [C = 12 , O = 16 , H = 1]

الحل: 2.408×10^{23} ذرة

9

عدد ذرات الأكسجين في 50 g من كربونات الكالسيوم .. [Ca = 40 , C = 12 , O = 16]

●●●● الحل ●●●●

كتلة المول لـ $CaCO_3$ = (3 × 16) + (12) + (1 × 40) = 100 g/mol

$CaCO_3$ ⟶ 3O

ثوابت المعادلة: 100 g — $3 \times 6.02\times10^{23}$ ذرة

المعطى والمطلوب: 50 g — ?????? ذرة

عدد ذرات الأكسجين = $\frac{50 \times 3 \times 6.02\times10^{23}}{100}$ = 9.03×10^{23} ذرة

13

عينة من كربونات الصوديوم كتلتها 265 g ، بمعلومية الكتل الذرية احسب .. كتاب مدرسي

$[Na = 23 , C = 12 , O = 16]$

❶ عدد مولات العينة.

❷ عدد مولات أيونات الصوديوم في العينة.

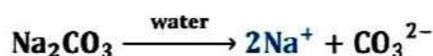
❸ عدد مولات أيونات الصوديوم في العينة.

الحل

كتلة المول لـ $Na_2CO_3 = (2 \times 23) + (12) + (3 \times 16) = 106\ g/mol$

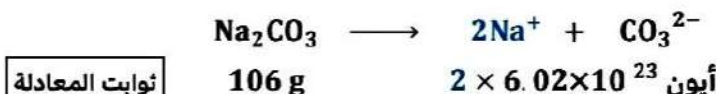
❶ عدد المولات = $\frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}} = \frac{265}{106} = 2.5\ mol$

لما يجي يسأل على عدد الأيونات لازم تفكك المركب ..



$Na_2CO_3 \xrightarrow{water} 2Na^+ + CO_3^{2-}$

❷ عدد مولات أيونات الصوديوم في العينة = 2 mol



	Na_2CO_3	$\longrightarrow$	$2Na^+$	$+ CO_3^{2-}$
ثوابت المعادلة	106 g		$2 \times 6.02 \times 10^{23}$ أيون	
المعطى والمطلوب	265 g		?????? أيون	



❸ عدد الأيونات الصوديوم الناتجة = $\frac{265 \times 2 \times 6.02 \times 10^{23}}{106} = 30.1 \times 10^{23}$ أيون

اختر

ما عدد الأيونات الموجودة في 16 g من كبريتات النحاس الامائية؟ كتاب مدرسي

$[Cu = 63.5 , S = 32 , O = 16]$

Ⓐ 1.2×10^{23} ion

Ⓑ 3.61×10^{23} ion

Ⓒ 1.2×10^{24} ion

Ⓓ 3.61×10^{24} ion

المول وعدد الروابط

14

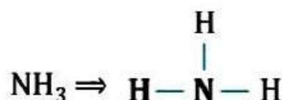
عدد الروابط الموجودة في مول واحد من غاز النشادر NH_3 ..

الحل

عدد الروابط = عدد المولات × عدد مولات الروابط × 6.02×10^{23}

$= 1 \times 3 \times 6.02\times10^{23}$

$= 1.806\times10^{24}$ رابطة



اختبر نفسك

احسب عدد الروابط الموجودة في 0.9 g من الماء ..

$[H = 1 , O = 16]$

الحل: 6.02×10^{22} رابطة

المول وعدد الإلكترونات

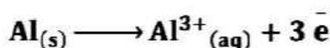
15

احسب عدد الإلكترونات الناتجة من أكسدة 5.4 g من الألومنيوم .. $[Al = 27]$

الحل

$$Al_{(s)} \longrightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3\bar{e}$$

	$Al_{(s)}$ ⟶	$3\bar{e}$
ثوابت المعادلة	27 g	$3 \times 6.02\times10^{23}$ إلكترون
المعطى والمطلوب	5.4 g	?????? إلكترون





عدد الإلكترونات الناتجة $= \frac{5.4 \times 3 \times 6.02\times10^{23}}{27} = 3.612\times10^{23}$ إلكترون

اختبر نفسك

عدد الإلكترونات الموجودة في مول واحد من غاز النيون Ne .. $[^{20}_{10}Ne]$

الحل: 6.02×10^{24} إلكترون

عدد الإلكترونات = عدد المولات × عدد مولات الإلكترونات × 6.02×10^{23}




المول وحجم الغاز

المواد الصلبة والسائلة لها أحجام ثابتة ومحددة ويمكن قياسها بطرق متعددة،

أما المواد الغازية فحجمها يساوي حجم الإناء الذي يحتويها

العلاقة بين حجوم الغازات وعدد جزيئاتها

فرض أفوجادرو

ينص على أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة ـ في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة ـ تحتوي على أعداد متساوية من الجزيئات

◄ الحجم المولي في الظروف القياسية (at STP) ..

- يشغل المول من أي غاز حجمًا قدره 22.4 L .
- يحتوي المول من أي غاز على 6.02×10^{23} جزيء .

Note

الظروف القياسية STP

Standard Temperature and Pressure

درجة الحرارة = 0℃ = 273 K

الضغط = الضغط الجوي المعتاد = 1 atm = 760 mm·Hg

◄ الحجم المولي في الظروف العادية (درجة حرارة الغرفة) (at rtp) ..

- يشغل المول من أي غاز حجمًا قدره 24 L .
- يحتوي المول من أي غاز على 6.02×10^{23} جزيء .

Note

الظروف القياسية rtp

درجة الحرارة = 25℃ = 298 K

الضغط = الضغط الجوي المعتاد = 1 atm = 760 mm·Hg

◄ الجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد المولات والحجم وعدد الجزيئات لبعض الغازات في STP و rtp ..

الغاز	O_2	N_2	H_2
عدد المولات	1 mol		
الحجم at STP	22.4 L		
الحجم at rtp	24 L		
عدد الجزيئات	6.02×10^{23} molecule		
الكتلة المولية	32 g/mol	28 g/mol	2 g/mol



الاختلاف بين STP و rtp : يكون في اختلاف درجة الحرارة

العلاقة بين حجوم الغازات وعدد مولاتها

يمكن التعبير عن العلاقة بين عدد مولات الغاز وحجمه (at STP) ..

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{حجم الغاز (L)}}{\text{حجم المول (22.4 L / mol)}}$$

حجم الغاز
22.4 | عدد مولات الغاز

يمكن التعبير عن العلاقة بين عدد مولات الغاز وحجمه (at rtp) ..

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{حجم الغاز (L)}}{\text{حجم المول (24 L / mol)}}$$

حجم الغاز
24 | عدد مولات الغاز

16

احسب حجم 11 g من غاز CO_2 (at STP) و (at rtp) .. كتاب مدرسي

[C = 12 , O = 16]

الحل

الكتلة المولية من غاز $CO_2 = 12 + (2 \times 16) = 44$ g/mol

عدد مولات $CO_2 = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{الكتلة المولية من المادة}} = \frac{11}{44} = 0.25$ mol

at STP: حجم غاز CO_2 = عدد المولات × $22.4 = 22.4 \times 0.25 = 5.6$ L

at rtp: حجم غاز CO_2 = عدد المولات × $24 = 24 \times 0.25 = 6$ L

17

احسب حجم 1.6 g من غاز الميثان CH_4 (at STP) و (at rtp) .. كتاب مدرسي

[C = 12 , H = 1]

الحل

الكتلة المولية من غاز $CH_4 = 12 + (4 \times 1) = 16$ g/mol

عدد مولات $CH_4 = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{الكتلة المولية من المادة}} = \frac{1.6}{16} = 0.1$ mol

at STP: حجم غاز CH_4 = عدد المولات × $22.4 = 22.4 \times 0.1 = 2.24$ L

at rtp: حجم غاز CH_4 = عدد المولات × $24 = 24 \times 0.1 = 2.4$ L

18

ما الحجم الذي يشغله 39.2 g من غاز النيتروچين (at STP) ؟

[N = 14]

الحل

الكتلة المولية من غاز $N_2 = 14 \times 2 = 28$ g/mol

عدد مولات $N_2 = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{الكتلة المولية من المادة}} = \frac{39.2}{28} = 1.4$ mol

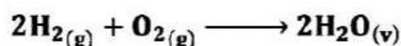
حجم غاز N_2 = عدد المولات × $22.4 = 22.4 \times 1.4 = 31.36$ L



تدريب 4

◂ احسب كتلة 44.8 L من غاز النشادر NH_3 (at STP) ..

[N = 14 , H = 1]



19

احسب حجم غاز الأكسچين (at STP) اللازم لإنتاج 90 g من بخار الماء عند تفاعله مع وفرة من غاز الهيدروچين.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(v)}$$

[H = 1 , O = 16]

◎◎◎◎ الحل ◎◎◎◎

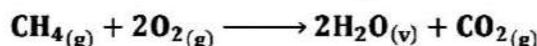
	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2H_2O_{(v)}$
ثوابت المعادلة	$1 \times 22.4 = 22.4\ L$		$2(2 \times 1 + 16) = 36\ g$
المعطى والمطلوب	????? L		90 g

حجم غاز الأكسچين $= \frac{90 \times 22.4}{36} = 56\ L$



تدريب 5

◂ احسب حجم بخار الماء (at STP) الناتج من احتراق 1.6 g من الميثان من التفاعل التالي ..



$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(v)} + CO_{2(g)}$$

[C = 12 , O = 16 , H = 1]

اختبر نفسك

احسب حجم غاز الأكسچين (at STP) اللازم لإنتاج 3.01×10^{23} جزيء من غاز ثاني أكسيد الكربون.



$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(v)} + CO_{2(g)}$$

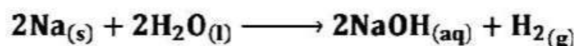
[H = 1 , O = 16 , C = 12]

الحل: 22.4 L

اختر

ما حجم الغاز الناتج (at STP) عند تفاعل 4.6 g من الصوديوم مع وفرة من الماء، وفقًا للمعادلة .. [Na = 23]

كتاب مدرسي



$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

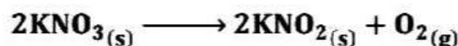
Ⓐ 1.12 L　　Ⓑ 2.24 L

Ⓒ 4.48 L　　Ⓓ 11.2 L

20

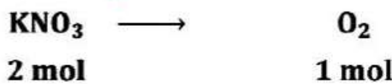
تنحل 5 mol من نترات البوتاسيوم بالحرارة، تبعًا للمعادلة التالية : احسب حجم غاز الأكسجين الناتج في (at STP) و (at rtp) ..

كتاب مدرسي



$$2KNO_{3(s)} \longrightarrow 2KNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$

◎◎◎◎ الحل ◎◎◎◎



	KNO_3 ⟶	O_2
ثوابت المعادلة	2 mol	1 mol
المعطى والمطلوب	5 mol	?????? mol

عدد مولات الأكسجين الناتجة $= \frac{5\times1}{2} = 2.5$ mol

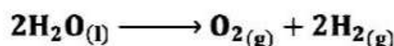
at STP: حجم غاز O_2 = عدد المولات × 22.4 = 22.4 × 2.5 = 56 L

at rtp: حجم غاز O_2 = عدد المولات × 24 = 24 × 2.5 = 60 L

هااااااام جدًا : تطبيق شام

ينحل الماء تبعًا للمعادلة التالية احسب ..

كتاب مدرسي



$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_{2(g)}$$

[H = 1 , O = 16]

❶ عدد مولات الماء اللازمة لإنتاج 2.5 mol من الأكسجين.

❷ كتلة الماء اللازمة لإنتاج 2 g من الهيدروجين.

❸ عدد جزيئات الأكسجين الناتجة من انحلال 1 mol من الماء.




العامل المحدد (المادة المحددة) للتفاعل

من المعروف أن أي مركب يتكون من اتحاد عناصر بنسب محددة وثابتة، وإذا زادت نسبة أحد المتفاعلات فإن إحدى المواد المتفاعلة تستهلك أولًا فيتوقف التفاعل وتسمى العامل المحدد للتفاعل، بينما تسمى الأخرى المادة المتبقية

المادة المحددة للتفاعل ..

- المادة التي تُستهلك تمامًا أثناء التفاعل الكيميائي.
- المادة التي ينتج عن تفاعلها مع باقي المتفاعلات العدد الأقل من مولات المواد الناتجة.

بمعنى أن

كل تفاعل كيميائي يحتاج كميات محسوبة بدقة من المتفاعلات للحصول على الكميات المطلوبة من النواتج، إذا زادت كمية أحد المتفاعلات عن المطلوب فإن هذه الكمية الزائدة تظل كما هي دون أن تشترك في التفاعل.

إرشادات لحل مسائل المادة المحددة للتفاعل

أولًا حساب المادة المحددة للتفاعل

- حساب نسبة عدد مولات المادة الناتجة من معطيات المسألة مرتان (مرة لكل معطى من المعطيين بالمسألة)، والمادة التي تعطي عدد المولات الأقل هي المادة المحددة للتفاعل.

نسبة عدد مولات كل متفاعل = $\frac{\text{عدد المولات المعطاة}}{\text{عدد المولات في المعادلة الرمزية الموزونة}}$

- يمكن حساب كتلة النواتج أو عدد جسيماتها أو حجمها بدلًا من عدد مولاتها بشرط أن نحسب نفس الشيء لكلا المعطيان.

ثانيًا حساب كمية المادة المتبقية

- نحسب أولًا كمية المادة المتفاعلة مع المادة المحددة للتفاعل.

كمية المادة المتبقية = كمية المادة الأصلية – كمية المادة المتفاعلة

23

يتفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين تبعًا للمعادلة الآتية: $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$

فإذا استخدم 16 g من الأكسجين مع 18 g من الماغنسيوم في التفاعل السابق،

- ما العامل المحدد للتفاعل؟
- احسب الكتلة المتبقية بدون تفاعل.

$[Mg = 24 , O = 16]$

الحل

نسبة عدد مولات كل متفاعل = $\frac{\text{عدد المولات المعطاة}}{\text{عدد المولات في المعادلة الرمزية الموزونة}}$

حسابات للأكسجين

الكتلة المولية لـ $O_2 = (2 \times 16) = 32\ g/mol$

عدد مولات $O_2 = \frac{16}{32} = 0.5\ mol$

نسبة مولات $O_2 = \frac{0.5}{1} = 0.5\ mol$

حسابات الماغنسيوم

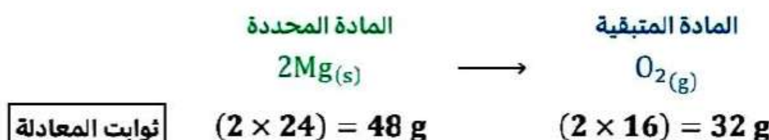
عدد مولات $Mg = \frac{18}{24} = 0.75\ mol$

نسبة مولات $Mg = \frac{0.75}{2} = 0.375\ mol$

العامل المحدد للتفاعل هو الماغنسيوم، لأنه أُستهلك تمامًا قبل الأكسجين،

وانتج العدد الأقل من مولات أكسيد الماغنسيوم.

❖ لحساب كتلة الأكسجين المتبقية، يتم حساب كتلة الأكسجين المتفاعلة تمامًا مع الماغنسيوم أولًا ..



	المادة المتبقية		المادة المحددة	
	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2Mg_{(s)}$	
	$(2 \times 16) = 32\ g$		$(2 \times 24) = 48\ g$	ثوابت المعادلة
	?????? g		18 g	المعطى والمطلوب

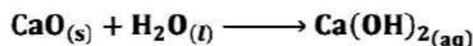
كتلة الأكسجين المتفاعلة = $\frac{18 \times 32}{48} = 12\ g$

كتلة الأكسجين المتبقية بدون تفاعل = كتلة الأكسجين الأصلية(معطاة) – كتلة الأكسجين المتفاعلة

$= 16 - 12 = 4\ g$

26

يتفاعل أكسيد الكالسيوم مع الماء تبعًا للمعادلة التالية ..



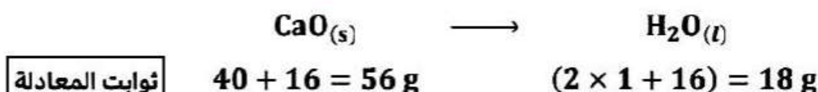
$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

أي مما يأتي يعبر عن كتلة الماء المتبقية بدون تفاعل عند إضافة 1.45 g من H_2O إلى 1.5 g من CaO ؟

$[Ca = 40 , O = 16 , H = 1]$

Ⓐ $0.48\ g$ Ⓑ $0.97\ g$ Ⓒ $1.8\ g$ Ⓓ $1.5\ g$

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎



	$CaO_{(s)}$	$\longrightarrow$	$H_2O_{(l)}$
ثوابت المعادلة	$40 + 16 = 56\ g$		$(2 \times 1 + 16) = 18\ g$
المعطى والمطلوب	$1.5\ g$		????? g

كتلة الماء المتفاعلة $= \dfrac{18 \times 1.5}{56} = 0.48\ g$

كتلة الماء المتبقية بدون تفاعل $= 1.45 - 0.48 = 0.97\ g$

27

يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين تبعًا للمعادلة الآتية: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$

فإذا استخدم 30 L من النيتروجين مع 30 L من الهيدروجين في التفاعل السابق،

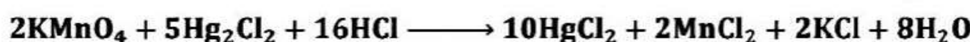
① احسب حجم غاز النشادر المتكون.

② ما العامل المحدد للتفاعل؟

③ احسب الحجم المتبقي بدون تفاعل

فكر

من التفاعل التالي ..



$$2KMnO_4 + 5Hg_2Cl_2 + 16HCl \longrightarrow 10HgCl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

إذا استخدم 5 g من كل متفاعل، فإن المادة المحددة للتفاعل هي ....

$[K = 39 , Mn = 55 , Cl = 35.5 , Hg = 200.5 , O = 16 , H = 1]$

Ⓐ $KMnO_4$ Ⓑ HCl Ⓒ H_2O Ⓓ Hg_2Cl_2

هااااام جدًا

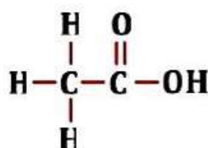
احسب كتلة P_4O_{10} التي يتم الحصول عليها من إضافة 1.33 g من P_4 إلى 5 g من O_2 في ظروف مناسبة للتفاعل. كتاب مدرسي

$[P = 31 , O = 16]$

الصيغة البنائية

- هي صيغة توضح عدد ونوع ذرات كل عنصر في المركب وتوضح **طريقة ارتباط الذرات مع بعضها بالروابط التساهمية.**

- مثل الصيغة البنائية لحمض الأسيتيك ..



اسم المركب	الصيغة الجزيئية	الصيغة الأولية	عدد وحدات الصيغة الأولية
أول أكسيد الكربون	CO	CO	1
أكسيد النيتريك	NO	NO	1
الأسيتيلين	C_2H_2	CH	2
فوق أكسيد الهيدروجين	H_2O_2	HO	2
الإيثان	C_2H_6	CH_3	2
الهيدرازين	N_2H_4	CH_2	2
البنزين العطري	C_6H_6	CH	6

- الصيغة الجزيئية لكل من أول اكسيد الكربون CO وأكسيد النيتريك NO هي نفس الصيغة الأولية لكليهما (علل)

لأن الكتلة المولية للصيغة الأولية تساوى الكتلة المولية لكل منهما

- يتفق الأسيتيلين C_2H_2 والبنزين العطري C_6H_6 في الصيغة الأولية CH ولكنهما يختلفان في الصيغة الجزيئية (علل)

يتفقان في الصيغة الأولية CH لاتفاقهما في النسبة بين عدد ذرات الكربون والهيدروجين لكل منهما (1:1) ويختلفان في الصيغة الجزيئية لاختلاف كتلتيهما الجزيئية وبالتالي في عدد وحدات الصيغة الأولية

- تسمية الصيغة الأولية بهذا الاسم (علل) لأنها تمثل أبسط نسبة تتواجد عليها العناصر في المركبات المختلفة.

إرشادات لحل مسائل الصيغة الكيميائية

أولًا حساب الصيغة الأولية للمركب

- يمكن حساب الصيغة الأولية بمعلومية النسب المئوية للعناصر المكونة له على اعتبار أن هذه النسبة تمثل كتل هذه العناصر الموجودة في كل 100 g من المركب.

2

احسب الصيغة الأولية لمركب يحتوي على كربون بنسبة 75% وهيدروچين بنسبة 25% ..

[C = 12 , H = 1]

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎

بفرض أن كتلة المركب 100 g

C	H	العنصر
75	25	كتلة المادة (g)
12	1	كتلة المول (g/mol)
$\frac{75}{12} = 6.25$	$\frac{25}{1} = 25$	عدد المولات (mol)= $\frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}}$
$\frac{6.25}{6.25} = 1$	$\frac{25}{6.25} = 4$	نسبة المولات
CH_4		الصيغة الأولية

3

احسب الصيغة الأولية لمركب يحتوي على نيتروچين بنسبة 25.9% وأكسچين بنسبة 74.1% ..

[N = 14 , O = 16]

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎

بفرض أن كتلة المركب 100 g

N	O	العنصر
25.9	74.1	كتلة المادة (g)
14	16	كتلة المول (g/mol)
$\frac{25.9}{14} = 1.85$	$\frac{74.1}{16} = 4.63$	عدد المولات (mol)= $\frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}}$
$\frac{1.85}{1.85} = 1$	$\frac{4.63}{1.85} = 2.5$	نسبة المولات
$1 \times 2 = 2$	$2.5 \times 2 = 5$	للتبسيط
N_2O_5		الصيغة الأولية

اختبر نفسك

يحترق أي مركب عضوي مكون كل من الكربون والهيدروجين في جو من الأكسجين النقي مكونًا غاز ثاني أكسيد الكربون، وبخار الماء، أوجد الصيغة الجزيئية للمركب العضوي الذي يعطي عند احتراقه $2\ mol\ H_2O$, $1.5\ mol\ CO_2$.

هاااااام جدًا: حل بالتفصيل

هيدروكربون صيغته الجزيئية C_XH_Y وكتلته المولية $58\ g/mol$ ، ينتج عند احتراق مول منه تمامًا مع وفرة من الاكسجين، وكمية ثاني أكسيد الكربون $88\ g$ ، وكمية بخار الماء كتلتها $45\ g$ ، احسب كل من X و Y ..

كتاب مدرسي

$[CO_2 = 44\ g/mol\ ,\ H_2O = 18\ g/mol]$

هاااااام جدًا: حل بالتفصيل

عينة من مركب عضوي كتلتها $10.2\ g$ تحتوي على كربون وهيدروجين وأكسجين تنتج عند حرقها في وفرة من الأكسجين $23.1\ g$ من CO_2 ، و $4.72\ g$ من H_2O ، استنتج الصيغة الأولية للمركب.

كتاب مدرسي

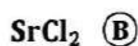
$[C = 12\ , O = 16\ , H = 1]$

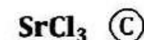
اختر

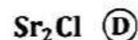
يتفاعل $264\ g$ من السترانشيوم (Sr) تمامًا مع $213\ g$ من الكلور لتكوين مركب صيغته الجزيئية .. كتاب مدرسي

$[Sr = 87.6\ , Cl = 35.5]$


Ⓐ $SrCl$

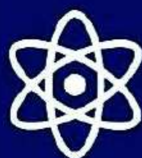

Ⓑ $SrCl_2$


Ⓒ $SrCl_3$


Ⓓ Sr_2Cl

الباب 1 | الدرس الرابع | الحساب الكيميائي

من: تركيز المحاليل والتخفيف
إلى: نهاية الحساب الكيميائي





المولارية



◂ مقارنة ..

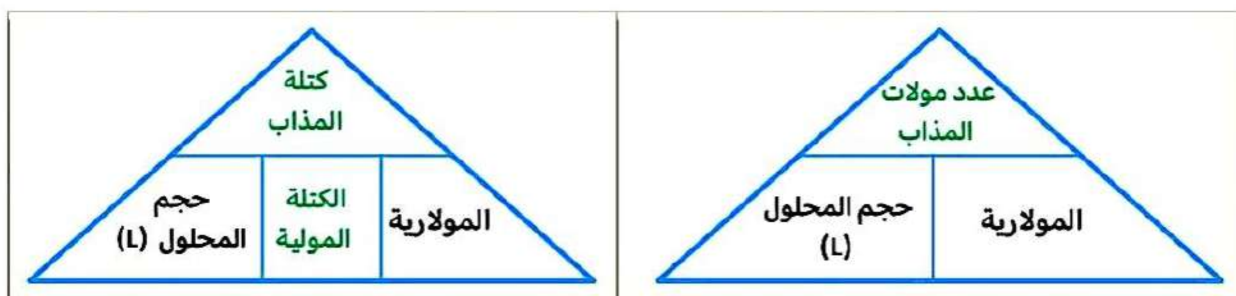
المولارية	
التعريف	عدد مولات المذاب في لتر من المحلول
القانون	المولارية (M) = $\frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$
وحدة القياس	مول / لتر (mol / L) أو مولار (M)

◂ ما معنى أن محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.4 M ؟

كل 1 L من المحلول يحتوي على 0.4 mol من هيدروكسيد الصوديوم

◂ **المحلول المولاري**: محلول يحتوي اللتر منه على مول من المُذاب، (تركيزه 1M).

ملخص قوانين المولارية



لاحظ للتحويل	mL $\xrightarrow{\times 10^{-3}}$ L	cm^3 $\xrightarrow{\times 10^{-3}}$ L

اختر

ما عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم الموجودة في محلول حجمه 2 L وتركيزه 5 M .. كتاب مدرسي

Ⓐ 2.5 mol Ⓑ 5 mol

Ⓒ 10 mol Ⓓ 7 mol

3

احسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم اللازمة لتحضير 500 mL من محلول منه تركيزه 2 mol/L .

[K = 39 , O = 16 , H = 1]

◎◎◎◎ الحل ◎◎◎◎

الكتلة المولية لمركب $KOH = 39 + 16 + 1 = 56\ g/mol$

عدد مولات KOH = التركيز المولاري × حجم المحلول باللتر $= 2 \times 500 \times 10^{-3} = 1\ mol$

كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم = عدد المولات × كتلة المول $= 1 \times 56 = 56\ g$



تدريب 2

◄ احسب كتلة حمض الكبريتيك المذاب في محلول حجمه 200 mL تركيزه 0.5 M .

[H = 1 , S = 32 , O = 16]

هاااااام جدًا: حل بالتفصيل

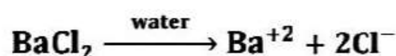
احســب كتله NH_4Cl اللازمة لتحضــير محلول حجمه 100 mL ، يحتوي كل 1 mL منع على 70 mg من المذاب. كتاب مدرسي

[N = 14 , H = 1 , Cl = 35.5]

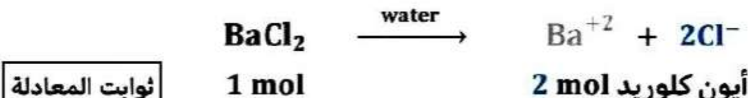
4

احسب حجم محلول $BaCl_2$ تركيزه 0.5 M يحتوي على 3 mol من أيونات الكلوريد. — كتاب مدرسي

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎



عدد مولات أيونات الكلور في العينة = 2 mol





$$\text{عدد مولات أيونات الكلوريد} = \frac{3}{2} = 1.5\ \text{mol}$$

$$\text{حجم المحلول (L)} = \frac{\text{عدد مولات أيونات الكلوريد (mol)}}{\text{التركيز المولاري (المولارية)}} = \frac{1.5}{0.5} = 3\ \text{L}$$

قوانين التخفيف

◄ عند تخفيف محلول من تركيز أعلى إلى أقل تركيز أقل بإضافة كمية من الماء فإن ..

$$\underbrace{\text{المولارية} \times \text{حجم المحلول}}_{\text{قبل التخفيف}} = \underbrace{\text{المولارية} \times \text{حجم المحلول}}_{\text{بعد التخفيف}}$$

$$\underbrace{V_1 \times M_1}_{\text{قبل التخفيف}} = \underbrace{V_2 \times M_2}_{\text{بعد التخفيف}}$$

5

احسب مولارية المحلول الناتج من إضافة 250 mL من الماء إلى 150 mL من محلول HCl تركيزه 0.2 M .

الحل

حجم المحلول بعد التخفيف = حجم المحلول قبل التخفيف + حجم الماء المُضاف

$= 250 + 150 = 400\ mL$

المولارية × حجم المحلول (قبل التخفيف) = المولارية × حجم المحلول (بعد التخفيف)

$150 \times 0.2 = 400 \times M$

المولارية بعد التخفيف $(M) = \frac{150 \times 0.2}{400} = 0.075\ M$

6

احسب حجم حمض الهيدروكلوريك 2 M اللازم لتحضير محلول تركيزه 0.15 M وحجمه $250\ cm^3$.

كتاب مدرسي

الحل

المولارية × حجم المحلول (قبل التخفيف) = المولارية × حجم المحلول (بعد التخفيف)

$V \times 2 = 250 \times 0.15$

حجم المحلول قبل التخفيف $(V) = \frac{250 \times 0.15}{2} = 18.75\ cm^3$

7

احسب حجم الماء اللازم إضافته إلى 200 mL من محلول NaOH لتحويله من تركيز 0.3 M إلى 0.1 M .

الحل

المولارية × حجم المحلول (قبل التخفيف) = المولارية × حجم المحلول (بعد التخفيف)

$200 \times 0.3 = V \times 0.1$

حجم المحلول بعد التخفيف $(V) = \frac{200 \times 0.3}{0.1} = 600\ mL$

حجم المحلول بعد التخفيف = حجم المحلول قبل التخفيف + حجم الماء المُضاف

حجم الماء المُضاف = حجم المحلول بعد التخفيف − حجم المحلول قبل التخفيف

$= 600 - 200 = 400\ mL$

8

ما تركيز محلول كربونات الصـوديوم الناتج من إضـافة $240\ cm^3$ من الماء إلى $10\ cm^3$ لمحلول منه تركيزه $0.8\ M$ ؟ كتاب مدرسي

الحل

حجم المحلول بعد التخفيف = حجم المحلول قبل التخفيف + حجم الماء المُضاف

$$= 10 + 240 = 250\ cm^3$$

المولارية × حجم المحلول (قبل التخفيف) = المولارية × حجم المحلول (بعد التخفيف)

$$250 \times M = 10 \times 0.8$$

التركيز بعد التخفيف $(M) = \frac{10 \times 0.8}{250} = 0.032\ M$

هاااااام جدًا: حل بالتفصيل

احـسب حجم الماء اللازم إضافته إلى محلول كربونات الصوديوم تركيزه $1.5\ M$ للحصول على لتر من المحلول يحتوي كل $10\ mL$ منه على $0.53\ g$ من المذاب. كتاب مدرسي

$[Na_2CO_3 = 106\ g/mol]$

هاااااام جدًا: حل بالتفصيل

احسـب حجم محلول كبريتات الصـوديوم Na_2SO_4 تركيزه $0.3\ M$ اللازم لتحضـير محلول منه حجمه $2\ L$ وتركيز أيونات الصوديوم فيه Na^+ فيه $0.4\ M$. كتاب مدرسي

الدرس الأول 2 | بنية الذرة

من بداية الفصل
إلى ما قبل طيف الانبعاث ونموذج بور



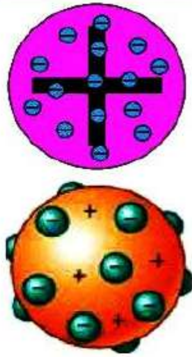
تطور مفهوم بنية الذرة

مقدمة ..

تعددت محاولات العلماء للتعرف على تركيب الذرة ومن هذه المحاولات

❶ نموذج ذرة طومسون
❷ نموذج ذرة رذرفورد
❸ نموذج ذرة بور
❹ أسس النظرية الحديثة

1 نموذج ذرة طومسون



نموذج طومسون الذري

- أجرى طومسون تجارب معينه استنتج من خلالها الإلكترونات ..
- نموذج ذرة طومسون ..

الذرة عبارة عن كرة مصمتة (غير مجوفة) متجانسة من الشحنات الكهربية الموجبة

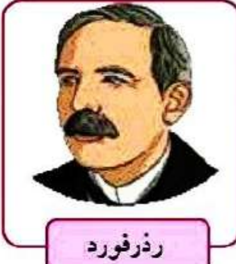
مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة

يكفي لجعل الذرة متعادلة كهربيًا

- في نموذج ذرة طومسون ..
  - أول من أكتشف الإلكترونات هو طومسون من خلال تجاربه.
  - ذرة طومسون تحتوي على نوعين من الجسيمات (موجبة وسالبة).
  - طومسون أول من قال أن الذرة متعادلة الشحنة.

2 نموذج ذرة رذرفورد

أجرى العالمان **جيجر وماريسدن** بناءً على اقتراح رذرفورد تجربة رذرفورد المعملية الشهيرة

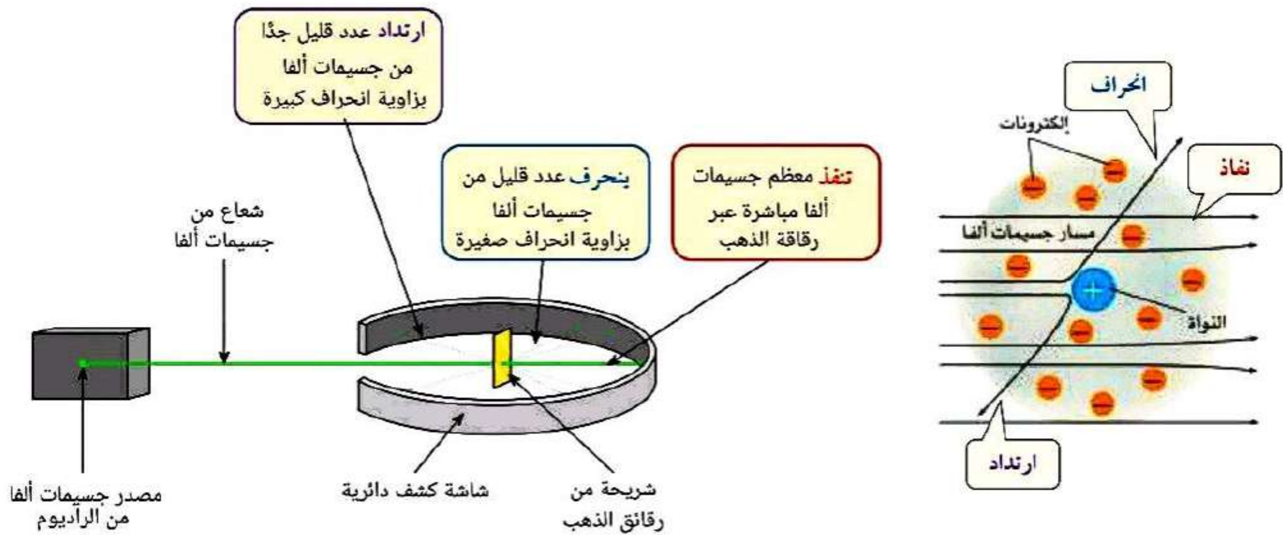


أدوات التجربة ..

1. صندوق من الرصاص بداخله مصدر لجسيمات ألفا (تشبه أنوية ذرات الهيليوم).
2. لوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (ZnS).
3. صفيحة رقيقة جداً من الذهب.

خطوات التجربة ..

1. سمح رذرفورد لجسيمات ألفا (α) الموجبة أن تصطدم باللوح المعدني.
2. تم تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التي ظهرت على اللوح.
3. وضعت صفيحة الذهب، بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني.



المشاهدة	التفسيرات	الاستنتاج
1. ظهور عدد كبير من الومضات في نفس الموضع الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب	نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون انحراف	الذرة معظمها فراغ وليست كرة مصمتة كما تصورها دالتون وطومسون
2. ظهور بعض الومضات على الجانب الآخر من اللوح المعدني	ارتداد نسبة ضئيلة جدًا من جسيمات ألفا إلى الخلف في عكس مسارها بعد اصطدامها بصفيحة الذهب (أي أنها لم تنفذ خلالها)	يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة يشغل حيز صغير جداً ويتركز فيه معظم كتلة الذرة أطلق عليه نواة الذرة فيما بعد
3. ظهور بعض الومضات على جانبي الموضع الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب	انحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها (ينحرف جسيم واحد من كل 20000 جسيم)	تكون هذه النواة مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذلك تنافرت معها عند اقترابها منها

الدرس الثاني 1 | بنية الذرة

من: طيف الانبعاث ونموذج بور

إلى: ما قبل اعداد الكم



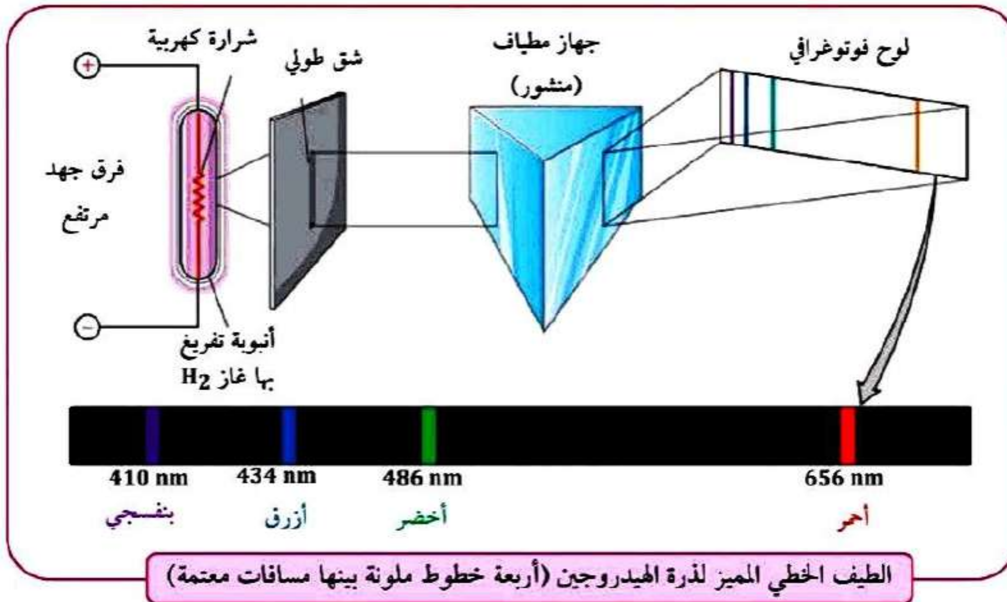
طيف الانبعاث الذري (الطيف الخطي)

- عند تسخين ذرات عنصر نقي (حدوث إثارة) - في الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوب التفريغ الكهربي ينبعث منها إشعاع (ضوء) يسمى طيف الانبعاث الخطى (**الطيف الخطى**).
- عند فحص هذا الطيف بجهاز **المطياف** (منشور) يظهر على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة، لذا يعرف طيف الانبعاث بالطيف الخطي.
- لم يتمكن علماء الفيزياء من تفسير هذه الظاهرة في ذلك الوقت.
- وجد بالتجربة أن الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية **أساسية ومميزة له**، فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي

فهو ويرجع ذلك إلى اختلاف العدد الذري (عدد الإلكترونات أو البروتونات) من عنصر لآخر

الطيف الخطي لذرة الهيدروجين

يظهر على هيئة **أربعة** خطوط ملونة (بنفسجي- أزرق- أخضر- أحمر) تفصل بينها مساحات معتمة



الطيف الخطي المميز لذرة الهيدروجين (أربعة خطوط ملونة بينها مسافات معتمة)

Note
- الطيف الخطي خاصية مميزة للعنصر (مثل بصمة الأصبع للإنسان).
- بدراسة الطيف الخطي لضوء الشمس وجد أنها تتكون من عنصري الهيدروجين والهيليوم.
- في الطيف الخطي تكون المسافات بين المناطق الملونة غير متساوية.

3 نموذج ذرة بور

تعتبر دراسة الطيف الخطي وتفسيره هي المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري،

وهو ما قام به العالم بور سنة 1913 بتفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروچين، واستحق عليه جائزة نوبل سنة 1922


نيلز بور

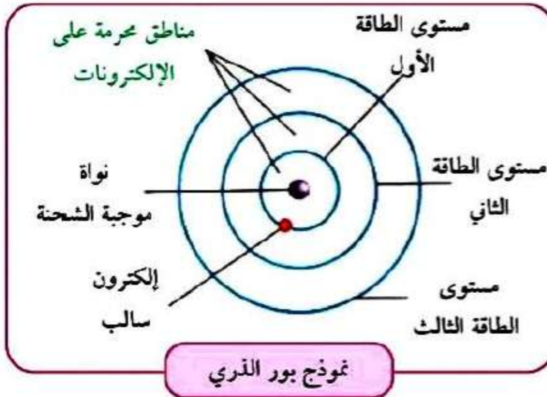
فروض نموذج ذرة بور

استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة وهي ❶ و❷ و❸

❶ يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.

❷ عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول النواة يساوي عدد الشحنات الموجبة داخل النواة.

❸ ينشأ عن دوران الإلكترون حول النواة قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون (ومخالفة لها في الاتجاه)، فلا يسقط الإلكترون في النواة.



نموذج بور الذري

❹ نظام حركة الإلكترونات ..

- تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من المدارات ثابتة ومحددة يُطلق عليها اسم مستويات الطاقة.
- تعتبر الفراغات الموجودة بين مستويات الطاقة مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.
- ينتقل الإلكترون بين مستويات الطاقة (عند فقد أو اكتساب طاقة) عن طريق القفزة الكاملة أو عدة قفزات.

❺ طاقة المستوى والإلكترونات ..

- يُعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح، يسمى عدد الكم الرئيسي(n).
- تتوقف طاقة المستوى على مدى قربه أو بعده عن النواة (نصف قطره).
- طاقة الإلكترون = طاقة المستوى الذي يدور فيه.

(حيث تزداد طاقة المستوى كلما بعدنا عن النواة)

ج الطيف الخطي المرئي للهيدروجين: ينشأ من عودة الإلكترون المثار إلى المستوى الثاني فقط من خلال قفزة أو عدة قفزات متتالية.

الطيف	الأحمر	الأخضر	الأزرق	البنفسجي
الطول الموجي	656 nm أكبر طول موجي أقل تردد أقل طاقة	486 nm	434 nm	410 nm أصغر طول موجي أكبر تردد أكبر طاقة
ظهور الطيف عند انتقال الإلكترون بين مستويين	من المستوى الثالث (M) إلى المستوى الثاني (L)	من المستوى الرابع (N) إلى المستوى الثاني (L)	من المستوى الخامس (O) إلى المستوى الثاني (L)	من المستوى السادس (P) إلى المستوى الثاني (L)

❽ الكم المكتسب والكم المفقود ..

مقدار الكم (الكوانتم) المكتسب عند انتقال الإلكترون من وضعة المستقر إلى الحالة المثارة **يساوي** مقدار الكم المنطلق عند انتقال نفس الإلكترون إلى وضعة المستقر مرة أخرى

❾ تفسير تواجد عده ألوان في الطيف الخطي في الوقت نفسه ..

تمتص الكثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات المثارة كمات أخرى من الطاقـة لذا تتكون خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التي انتقلت منها الإلكترونات

تدريب 1

◀ في ضوء نظرية بور، عندما يكتسب الإلكترون نصف كم من الطاقة سوف ..

Ⓐ ينتقل لمستوى طاقة أعلى
Ⓑ ينتقل لمستوى طاقة أقل
Ⓒ يبقى في نفس مستوى الطاقة
Ⓓ يتأين

تدريب 2

◀ الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له، لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس ..

Ⓐ العدد الذري
Ⓑ الوزن الذري
Ⓒ الحالة الفيزيائية
Ⓓ الخواص الفيزيائية

4 النظرية الذرية الحديثة (تعديلات على نموذج بور)

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية في نموذج بور وكان أهم هذه التعديلات

النظرية الذرية الحديثة

- الطبيعة المزدوجة للإلكترون ← للإلكترون طبيعة مادية وموجية
- مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج ← التحدث بلغة الاحتمالات
- النظرية الميكانيكية للذرة ← الوصف الرياضي للذرة وحركة الإلكترون

① الطبيعة المزدوجة للإلكترون

- افترض بور ـ خطأ ـ أن الإلكترون مجرد جسيم صغير سالب الشحنة.
- أثبتت التجارب أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه: جسيم مادي له خواص موجية.
  - جسيم مادي: أي له (كتلة وسرعة وكمية تحرك وشحنة).
  - خواص موجية: أي يسلك سلوك الموجات (تداخل وحيود وانعكاس) أيضًا (له طول موجي وتردد).

② مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

- افترض بور ـ خطأ ـ إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معا بدقة.
- توصل هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم إلى استحالة حدوث ذلك ووضع مبدأ مهم وهو ..

مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معًا بدقة وإن هذا يخضع لقانون الاحتمالات

- نستطيع أن نحدد مكان الإلكترون بدقة وفي هذه الحالة نقول احتمال تكون سرعته كذا وليس رقم مؤكد.
- نستطيع أن نحدد سرعة الإلكترون بدقة وفي هذه الحالة نقول احتمال يكون مكانه كذا وليس مكان مؤكد.
- لا نستطع تحديد السرعة والموقع معًا بدقة.



تدريب 6

للإلكترون طبيعة مزدوجة، كل التالي صحيح بالنسبة لهذا الفرض ماعدا ..

Ⓐ يمكن لشعاع من الإلكترونات أن ينعكس وينكسر
Ⓑ يُعد من أهم مميزات نموذج بور الذري
Ⓒ يعد من أسس النظرية الذرية الحديثة
Ⓓ للإلكترون كمية تحرك وكتلة وسرعة

③ النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

تمكن العالم النمساوي شرودنجر اعتمادًا على أفكار **بلانك** و**أينشتين** و**دي براولي** و**هايزنبرج** من ..

1. تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.
2. وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة والتي يمكن عن طريقها تحديد ..
   - مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات.
   - المنطقة حول النواة التي يزداد احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة.
   - وعند الحل الرياضي للمعادلة الموجية تمكن من إيجاد أعداد الكم الأربعة (سندرسها الدرس القادم).

Note

غيرت النظرية الموجية مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترونات تدور في **مدارات محددة** والفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة على الإلكترونات استخدم مفهوم **السحابة الإلكترونية** و**الأوربيتال**.

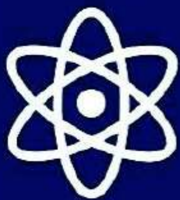
السحابة الإلكترونية	الأوربيتال
مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها، في كل الاتجاهات والأبعاد	مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها

Note

- يزداد احتمال تواجد الإلكترون بالقرب من النواة.
- الأوربيتال جزء من السحابة الإلكترونية.
- يتحرك الإلكترون مقتربًا ومبتعدًا عن النواة حركة غير ثابتة مكونًا السحابة الإلكترونية.

الباب 2 — الدرس الثالث — بنية الذرة

من بداية عدد الكم الرئيسي
إلى ما قبل التوزيع الإلكتروني



أعداد الكم

- أعطى الحل الرياضي للمعادلة الموجية لشرود نجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم.
- يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرة عديدة الإلكترونات معرفة أعداد الكم التي تصفه وعددها أربعة وهي ..

1. عدد الكم الرئيسي (n) : يصف بعد الإلكترون عن النواة.
2. عدد الكم الثانوي (ℓ) : يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.
3. عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) : يصف شكل ورقم الأوربيتال الذي يوجد به الإلكترون.
4. عدد الكم المغزلي (m_s) : يصف اتجاه الدوران المغزلي للإلكترون.

1 عدد الكم الرئيسي (n)

- أول من استخدمه هو العالم بور في تفسير طيف ذرة الهيدروچين.
- يصف العدد بُعد الإلكترون عن النواة.
- يرمز له بالرمز (n) .
- عدد صحيح دائماً ويأخذ القيم 3 ، 2 ، 1 ،......∞ ولا يأخذ قيمة الصفر أو قيمًا غير صحيحة.
- يستخدم عدد الكم الرئيسي في ..

(أ) تحديد رتبة مستويات الطاقة الرئيسة ..

عددها سبعة مستويات في أثقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة

رقم المستوى (n)	1	2	3	4	5	6	7
رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q

(ب) عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسي وتساوى ضعف مربع رقم المستوى ..

رقم مستوى الطاقة = (n)	($2n^2$)

رقم المستوى الرئيسي (n)		الإلكترونات التي يتشبع بها المستوى الرئيسي ($2n^2$)
K	المستوى الأول (n = 1)	$2 \times (1)^2 = 2\ e^-$
L	المستوى الثاني (n = 2)	$2 \times (2)^2 = 8\ e^-$
M	المستوى الثالث (n = 3)	$2 \times (3)^2 = 18\ e^-$
N	المستوى الرابع (n = 4)	$2 \times (4)^2 = 32\ e^-$

◀ العلاقة بين قيمة (n) لكل مستوى طاقة رئيسي وقيم (ℓ) المحتملة ..

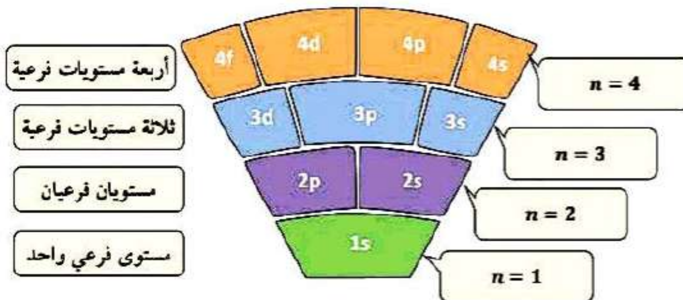
قيم عدد الكم الثانوي (ℓ)		رموز مستويات الطاقة الفرعية	مستوى الطاقة الرئيسي	
			قيمة عدد الكم الرئيسي (n)	الرمز
	0	1s	1	K
[0:1]	0	2s	2	L
	1	2p		
[0:2]	0	3s	3	M
	1	3p		
	2	3d		
[0:3]	0	4s	4	N
	1	4p		
	2	4d		
	3	4f		

◀ لا يوجد بالذرة المستوى الفرعي ..

1p ، 1d ، 1f

2d ، 2f

3f



◀ تختلف مستويات الطاقة الفرعية لنفس مستوى الطاقة الرئيسي عن بعضها اختلافًا بسيطًا في الطاقة ..

ويمكن ترتيبها حسب طاقاتها كما يلي : ($f > d > p > s$)

◀ تختلف طاقة المستوى الفرعي باختلاف طاقة المستوى الرئيسي المتواجد فيه، فمثلًا طاقة $2s > 1s$.

تدريب

ما قيم (ℓ) المحتملة عندما يكون ($n = 3$) ؟

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎

$n = 3$

∴ عدد المستويات الفرعية = 3 ، وبالتالي تتراوح قيم (ℓ) ما بين ..

$[0 : (n - 1)] = [0 : (3 - 1)] = [0 : 2]$

0 or 1 or 2

s or p or d

◀ يمثل عدد الكم المغناطيسي بقيم عددية صحيحة تتراوح ما بين ..

(ℓ) : قيمة عدد الكم الثانوي للمستوى الفرعي	$(-\ell , ... , 0 , ... , +\ell)$

◀ يوضح الجدول التالي قيم عدد الكم المغناطيسي المحتملة لذرة ($n = 4$) ..

عدد أوربيتالات المستوى الرئيسي (n^2)	عدد أوربيتالات المستوى الفرعي $(2\ell + 1)$	قيم عدد الكم المغناطيسي m_ℓ $(-\ell , ... , 0 , ... , +\ell)$	مستويات الطاقة الفرعية	قيم عدد الكم الثانوي (ℓ) $[0 : (n-1)]$	قيمة عدد الكم الرئيسي (n)
1	1	0	1s	0	1
4	1	0	2s	0	2
	3	−1 0 +1	2p	1	
9	1	0	3s	0	3
	3	−1 0 +1	3p	1	
	5	−2 −1 0 +1 +2	3d	2	
16	1	0	4s	0	4
	3	−1 0 +1	4p	1	
	5	−2 −1 0 +1 +2	4d	2	
	7	−3 −2 −1 0 +1 +2 +3	4f	3	

تدريب

ما قيم (m_ℓ) المحتملة عندما يكون $(\ell=3)$؟

◎◎◎◎ **الحل** ◎◎◎◎

$\ell = 3$

$(-\ell , ... , 0 , ... , +\ell)$

$(-3 , ... , 0 , ... , +3)$

−3 −2 −1 0 +1 +2 +3

تدريب 3

◀ أي من احتمالات أعداد الكم التالية لأحد الإلكترونات يتضمن خطأ؟

Ⓐ $n = 3 , \ell = 2 , m_\ell = -1$

Ⓑ $n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = -2$

Ⓒ $n = 2 , \ell = 0 , m_\ell = 0$

Ⓓ $n = 1 , \ell = 1 , m_\ell = +1$

تدريب 4

◂ المستويان الفرعيان $3s$ ، $3p$ ..

Ⓐ متساويان في الطاقة ومتشابهان في الشكل
Ⓑ متساويان في الطاقة ومختلفان في الشكل
Ⓒ متقاربان في الطاقة ومتشابهان في الشكل
Ⓓ متقاربان في الطاقة ومختلفان في الشكل

Note

◂ تتفق أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد في طاقتها وشكلها.

◂ تختلف أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد في اتجاهاتها الفراغية.

تدريب 5

◂ تختلف أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد في ..

Ⓐ البُعد عن النواة
Ⓑ عدد الكم المغناطيسي
Ⓒ عدد الكم الثانوي
Ⓓ الشكل والحجم

◂ لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من إلكترونين يدور كل منهما حول محوره أثناء دورانه حول النواة.
(كدوران الأرض حول محورها أثناء دورانها حول الشمس)

عدد الإلكترونات		عدد الأوربيتالات		المستوى الفرعي
$s^{1:2}$	$2\ e^-$	⇅	1	s
$p^{1:6}$	$6\ e^-$	⇅ ⇅ ⇅	3	p
$d^{1:10}$	$10\ e^-$	⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅	5	d
$f^{1:14}$	$14\ e^-$	⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅	7	f

- المستوى الفرعي (s) يتسع 2 إلكترون، لأنه عبارة عن أوربيتال واحد.
- المستوى الفرعي (p) يتسع 6 إلكترونات، لأنه عبارة عن ثلاثة أوربيتالات.
- المستوى الفرعي (d) يتسع 10 إلكترونات، لأنه عبارة عن خمسة أوربيتالات.
- المستوى الفرعي (p) يتسع 14 إلكترون، لأنه عبارة عن سبعة أوربيتالات.

تدريب 6

◂ عدد أوربيتالات المستوى الفرعي 3d تساوي ..

Ⓐ 3
Ⓑ 5
Ⓒ 7
Ⓓ 12

4 عدد الكم المغزلي (m_s)

- يرمز له بالرمز (m_s) .
- يستخدم في تحديد نوعية حركة الإلكترون حول محوره في الأوربيتال (الحركة المغزلية للإلكترون) سواء كان ..
  - مع اتجاه حركة عقارب الساعة (↑) تكون قيمة (m_s) له $(+\frac{1}{2})$.
  - ضد اتجاه حركة عقارب الساعة (↓) تكون قيمة (m_s) له $(-\frac{1}{2})$.
- ينشأ عن دوران الإلكترون حول محوره في اتجاه معين مجال مغناطيسي، ولذلك يعتبر الإلكترون كمغناطيس صغير
- للإلكترون حركتان ..
  - الأولى دورانية وتكون حول النواة (دوران الأرض حول الشمس)، تسبب استقرار الذرة
  - الثانية مغزلية حول محوره (دوران الأرض حول محورها) ينشأ عنها المجال المغناطيسي للإلكترون
- يوجد للأوربيتال الواحد ثلاث احتمالات مختلفة كالتالي ..

S S
اتجاه المجال المغناطيسي الخارجي
N N
مغناطيس خارجي
إلكترون في حالة دوران لأسفل (عكس دوران عقارب الساعة) $m_s = -\frac{1}{2}$
إلكترون في حالة دوران لأعلى (مع دوران عقارب الساعة) $m_s = +\frac{1}{2}$
حركات دوران إلكترونين من نفس المدار

الحركة المغزلية لإلكتروني الأوربيتال

☐	أوربيتال فارغ
↑	أوربيتال نصف ممتلئ، يحتوي على إلكترون واحد
↑↓	أوربيتال تام الامتلاء، يحتوي على إلكترونين يتحرك أحدهما في نفس اتجاه حركة عقارب الساعة (↑) والآخر عكس اتجاه حركة عقارب الساعة(↓) ، ويقال إن الإلكترون في حالة ازدواج (غزل معاكس).

- لا يتنافر إلكتروني الأوربيتال الواحد رغم كونهما يحملان نفس الشحنة (علل) ..
  لأن اتجاه المجال المغناطيسي الناشئ عن دوران أحدهما حول محوره يكون عكس اتجاه المجال المغناطيسي الناشئ عن دوران الآخر مما يقلل من قوى التنافر بينهما

تدريب 7

- أي التالي غير صحيح لأعداد كم أحد الإلكترونات؟

Ⓐ $n = 4 \ , \ \ell = 3 \ , \ m_\ell = -2 \ , \ m_s = +1/2$

Ⓑ $n = 4 \ , \ \ell = 3 \ , \ m_\ell = -3 \ , \ m_s = -1/2$

Ⓒ $n = 4 \ , \ \ell = 0 \ , \ m_\ell = 0 \ , \ m_s = +1/2$

Ⓓ $n = 4 \ , \ \ell = 4 \ , \ m_\ell = -3 \ , \ m_s = -1/2$ E

تدريب 1

◄ الإلكترون الثاني من المستوى الفرعي $2p$ يتفق مع الإلكترون الأول من المستوى الفرعي $3s$ في ..

Ⓐ عدد الكم الرئيسي
Ⓑ عدد الكم المغزلي
Ⓒ عدد الكم المغناطيسي
Ⓓ جميع ما سبق

2 مبدأ البناء التصاعدي

مبدأ البناء التصاعدي

لابد للإلكترونات أن تملأ مستويات الطاقة الفرعية **ذات الطاقة المنخفضة أولاً**

ثم المستويات الفرعية **ذات الطاقة الأعلى**

◄ تحدد طاقة المستوى الفرعي من العلاقة ..

طاقة المستوى الفرعي ($n+\ell$) = عدد الكم الرئيسي (n) + عدد الكم الثانوي (ℓ)

- يملأ المستوى الفرعي الذي له طاقة أقل أولًا (مجموع $n + \ell$ أقل).
- في حالة تساوي طاقة مستويين يملأ المستوى الذي له عدد كم رئيسي (n) أقل أولًا.
- تطبيق: حدد طاقة المستويات ($3d$ ، $3p$ ، $4s$ ، $3s$)، ثم طبق مبدأ البناء التصاعدي ..

المستوى الفرعي		(n)	(ℓ)	$(n+\ell)$
تزداد الطاقة ↓	$3s$	3	0	$3+0=3$
	$3p$	3	1	$3+1=4$
	$4s$	4	0	$4+0=4$
	$3d$	3	2	$3+2=5$
$3s < 3p < 4s < 3d$				

Note

يملأ المستوى الفرعي $4s$ قبل $3d$ ، على الرغم من أن عدد الكم الرئيسي له أكبر

لأن مجموع $n + \ell$ له أقل

◀ ترتيب مستويات الطاقة الفرعية تصاعديًا تبعًا للطاقة ..

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$

◀ تذكر ..

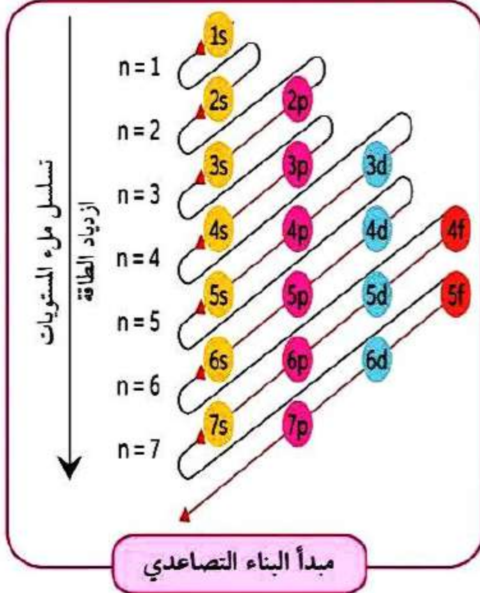
عدد الإلكترونات		عدد الأوربيتالات	المستوى الفرعي
$s^{1:2}$	$2\ e^-$	1	s
$p^{1:6}$	$6\ e^-$	3	p
$d^{1:10}$	$10\ e^-$	5	d
$f^{1:14}$	$14\ e^-$	7	f

$2p^6$

رتبة المستوى الرئيسي (n)

عدد إلكترونات المستوى الفرعي

مستوى الطاقة الفرعي



اس اس بس بس دبس دبس فدبس فدب

حل في الحصة

أكتب التوزيع الإلكتروني للذرات التالية وفقًا لمبدأ البناء التصاعدي ..

① $_{6}C$: ....

② $_{9}F$: ....

③ $_{10}Ne$: ....

④ $_{11}Na$: ....

⑤ $_{13}Al$: ....

⑥ $_{15}P$: ....

⑦ $_{17}Cl$: ....

⑧ $_{19}K$: ....

⑨ $_{20}Ca$: ....

⑩ $_{26}Fe$: ....

تدريب 2

◀ العدد الذري لعنصر توزيعه الإلكتروني: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$ هو ..

Ⓐ 21　Ⓑ 12　Ⓒ 20　Ⓓ 19

◄ يشذ عن التركيب الإلكتروني المتوقع عنصران هما ..

النحاس $_{29}Cu$		الكروم $_{24}Cr$	
التوزيع الإلكتروني المتوقع			
☒	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ ~~$4s^2, 3d^9$~~	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ ~~$4s^2, 3d^4$~~	☒
التوزيع الإلكتروني الصحيح (الذي يحقق استقرار الذرة)			
☑	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^{\boxed{1}}, 3d^{\boxed{10}}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^{\boxed{1}}, 3d^{\boxed{5}}$	☑
ينتقل إلكترون من $4s$ إلى $3d$ ويصبح التوزيع الإلكتروني ينتهي بـ $4s^1, 3d^{10}$ ، فيكون المستوى الفرعي d تام الامتلاء والذرة في هذه الحالة تكون مستقرة		ينتقل إلكترون من $4s$ إلى $3d$ ويصبح التوزيع الإلكتروني ينتهي بـ $4s^1, 3d^5$ ، فيكون المستوى الفرعي d نصف ممتلئ والذرة في هذه الحالة تكون مستقرة	
d^{10} [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅]		d^5 [↑][↑][↑][↑][↑]	

Note

تكون الذرة أكثر استقرارًا عندما يكون المستوى الفرعي ..

- فارغ: (s^0 ، p^0 ، d^0)
- نصف ممتلئ: (s^1 ، p^3 ، d^5)
- تام الامتلاء: (s^2 ، p^6 ، d^{10})

◄ التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر ..

- إلكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير.
- الأيون الموجب: يفقد إلكترونات تساوي عدد شحناته الموجبة، وذلك من إلكترونات تكافؤه.
- الأيون السالب: يكتسب إلكترونات تساوي عدد شحناته السالبة، ويضاف ذلك إلى إلكترونات تكافؤه.
- العنصر الذي ينتهي توزيعه بالمستوى الفرعي d يكون ..

إلكترونات تكافؤه تساوي مجموع إلكترونات آخر مستويين فرعيين $(d + s)$

- العدد الذري للأيون هو نفسه لذرته ثابت لا يتغير، بينما يتغير عدد الإلكترونات فقط.

حل في الحصة

أكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات التالية وفقًا لمبدأ البناء التصاعدي ..

$Cr = 24$, $Cl = 17$, $N = 7$, $Na = 11$, $Al = 13$, $Cu = 29$

① Cr^{2+} : ....

② N^{3-} : ....

③ Cl^{-} : ....

④ Na^{+} : ....

⑤ Al^{3+} : ....

⑥ Cu^{2+} : ....

3 قاعدة هوند

قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج لإلكترونين في مستوى فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته **فرادى أولًا**

◄ قواعد ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات، تبعًا لقاعدة هوند ..

القاعدة	التطبيق
أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد **متساوية** في الطاقة	أوربيتالات المستوى الفرعي $3p$ متساوية الطاقة أوربيتالات المستوى الفرعي $3d$ متساوية الطاقة
يتتابع امتلاء أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد بالإلكترونات **فرادى أولًا** وتكون الحركة المغزلية للإلكترونات في **اتجاه واحد**	p^3: ↑ ↑ ↑ (p_x p_y p_z) p^2: ↑ ↑ ( ) (p_x p_y p_z) p^1: ↑ ( ) ( ) (p_x p_y p_z) تتابع امتلاء المستوى الفرعي p بالإلكترونات فرادى أولاً
يبدأ حدوث **ازدواج** في أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد بعد شغل جميع أوربيتالاته فرادى أولاً ويكون غزل كل **إلكترونين متعاكس** (تبعاً لمبدأ باولي للاستبعاد)	التوزيع الإلكتروني لذرة الأكسجين ($_8O$) ☑: $1s$ ⇅، $2s$ ⇅، $2p_x$ ⇅ $2p_y$ ↑ $2p_z$ ↑ ☒: $1s$ ⇅، $2s$ ⇅، $2p_x$ ⇅ $2p_y$ ⇅ ( )
يفضل الإلكترون أن **يزدوج** مع إلكترون آخر في أوربيتال واحد في نفس المستوى الفرعي على أن **ينتقل** إلى المستوى الفرعي التالي **الأعلى** في الطاقة	التوزيع الإلكتروني لذرة البريليوم ($_4Be$) ☑: $1s$ ⇅، $2s$ ⇅ ☒: $1s$ ⇅، $2s$ ↑، $2p_x$ ↑ ( ) ( )

◄ الحركة المغزلية للإلكترونات الفرادى في أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد تكون في اتجاه ..

واحد لأن هذا الوضع يعطي الذرة أكبر قدر ممكن من الاستقرار

◄ يفضل الإلكترون شغل أوربيتال مستقل في نفس المستوى الفرعي على أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس الأوربيتال ..

لأن هذا أفضل من حيث الطاقة، حيث أن ازدواج إلكترونين في أوربيتال واحد (رغم غزلهما المتعاكس) ينشأ عنه قوى تنافر تعمل على تقليل استقرار الذرة (زيادة طاقتها)

4 التوزيع لأقرب غاز خامل

◄ يمكن التعبير عن التوزيع الإلكتروني للعنصر تبعًا لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول الدوري ..

◄ الغازات الخاملة ..

هيليوم	نيون	أرجون	كريبتون	زينون	رادون
$_{2}He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$

◄ التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل لبعض العناصر ..

التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل	التوزيع الإلكتروني المعتاد
$_{17}Cl : [_{10}Ne], 3s^2, 3p^5$	$_{17}Cl : \underbrace{1s^2, 2s^2, 2p^6}_{10\,e^-}, 3s^2, 3p^5$
$_{25}Mn : [_{18}Ar], 4s^2, 3d^5$	$_{25}Mn : \underbrace{1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6}_{18\,e^-}, 4s^2, 3d^5$
$_{48}Cd : [_{36}Kr], 5s^2, 4d^{10}$	$_{48}Cd : \underbrace{1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6}_{36\,e^-}, 5s^2, 4d^{10}$

حل في الحصة

أكتب التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل ..

$Cr = 24$, $Cl = 17$, $N = 7$, $Na = 11$, $Al = 13$, $Zn = 30$

① Cr^{2+} : ....
② N^{3-} : ....
③ Cl^{-} : ....
④ Na^{+} : ....
⑤ $_{13}Al$: ....
⑥ $_{30}Zn$: ....



تدريب ③

◄ ما عدد الإلكترونات المفردة لأيون عنصر توزيعه الإلكتروني هو: $Ni^{3+}: [_{18}Ar], 3d^7$ ؟ $Ni = 28$

Ⓐ 2
Ⓑ 5
Ⓒ 3
Ⓓ 0

الجدول الدورى الحديث

6	العدد الذرى
C	الرمز
كربون	الاسم

عناصر الفئة s — عناصر الفئة d — عناصر الفئة p

	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0
الدورة الأولى	1 H هيدروجين																	2 He هيليوم
الدورة الثانية	3 Li ليثيوم	4 Be بريليوم											5 B بورون	6 C كربون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	10 Ne نيون
الدورة الثالثة	11 Na صوديوم	12 Mg ماغنسيوم											13 Al ألومنيوم	14 Si سيليكون	15 P فوسفور	16 S كبريت	17 Cl كلور	18 Ar أرجون
الدورة الرابعة	19 K بوتاسيوم	20 Ca كالسيوم	21 Sc سكانديوم	22 Ti تيتانيوم	23 V فانديوم	24 Cr كروم	25 Mn منجنيز	26 Fe حديد	27 Co كوبلت	28 Ni نيكل	29 Cu نحاس	30 Zn خارصين	31 Ga جاليوم	32 Ge جرمانيوم	33 As زرنيخ	34 Se سيلينيوم	35 Br بروم	36 Kr كريبتون
الدورة الخامسة	37 Rb روبيديوم	38 Sr سترانشيوم	39 Y يتريوم	40 Zr زركونيوم	41 Nb نيوبيوم	42 Mo موليبدنيوم	43 Tc تكنتيوم	44 Ru روثينيوم	45 Rh روديوم	46 Pd بلاديوم	47 Ag فضة	48 Cd كادميوم	49 In إنديوم	50 Sn قصدير	51 Sb أنتيمون	52 Te تيلوريوم	53 I يود	54 Xe زينون
الدورة السادسة	55 Cs سيزيوم	56 Ba باريوم	57 La لانثانيوم	72 Hf هافنيوم	73 Ta تنتاليوم	74 W تنجستين	75 Re رينيوم	76 Os أوزميوم	77 Ir إيريديوم	78 Pt بلاتين	79 Au ذهب	80 Hg زئبق	81 Tl ثاليوم	82 Pb رصاص	83 Bi بزموت	84 Po بولونيوم	85 At إستاتين	86 Rn رادون
الدورة السابعة	87 Fr فرانسيوم	88 Ra راديوم	89 Ac أكتينيوم	104 Rf رذرفورديوم	105 Db دوبنيوم	106 Sg سيبرجيوم	107 Bh بوهريوم	108 Hs هاسيوم	109 Mt ميتنريوم	110 Ds دارمستاتيوم	111 Rg رونتجنيوم	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

عناصر الفئة f

اللانثانيدات	58 Ce سيريوم	59 Pr براسيوديميوم	60 Nd نيوديميوم	61 Pm بروميثيوم	62 Sm ساماريوم	63 Eu أوروبيوم	64 Gd جادولينيوم	65 Tb تيربيوم	66 Dy ديسبروزيوم	67 Ho هولميوم	68 Er أربيوم	69 Tm ثوليوم	70 Yb يتربيوم	71 Lu لوتيتيوم
الأكتينيدات	90 Th ثوريوم	91 Pa بروتكتينيوم	92 U يورانيوم	93 Np نبتونيوم	94 Pu بلوتونيوم	95 Am أمريكيوم	96 Cm كوريوم	97 Bk بركيليوم	98 Cf كاليفورنيوم	99 Es أينشتينيوم	100 Fm فيرميوم	101 Md مندليفيوم	102 No نوبليوم	103 Lr لورانسيوم

◄ عدد عناصر كل دورة من دورات الجدول الدوري ..

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32
	$118 = 32 + 32 + 18 + 18 + 8 + 8 + 2$						

◄ فئات الجدول الدوري ..

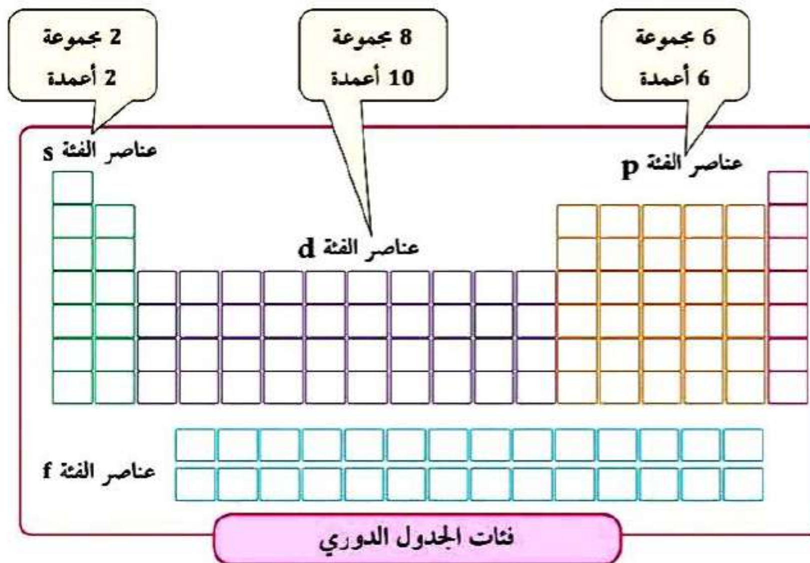
ينقسم الجدول الدوري الحديث لأربع فئات رئيسية وهي ..

❶ الفئة (s)

❷ الفئة (p)

❸ الفئة (d)

❹ الفئة (f)



فئات الجدول الدوري

1 الفئة (s)

◄ تشغل المنطقة **اليسرى** من الجدول الدوري.

◄ تتكون من مجموعتين، لأن المستوى الفرعي (s) يتسع لـ 2 إلكترون.

◄ تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s) .

◄ التركيب الإلكتروني لها ينتهي بالمستوى الفرعي $(ns^{1:2})$.

◄ تتكون من مجموعتين هما ..

المجموعة	1A	2A
ينتهي التركيب الإلكتروني لعناصرها بالمستوى الفرعي	ns^1	ns^2
حيث (n) هو رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت		

التوزيع الإلكتروني ينتهي بالمستوى الفرعي

ns^1	ns^2
1A	2A
H	
Li	Be
Na	Mg
K	Ca
Rb	Sr
Cs	Ba
Fr	Ra

مجموعتي الفئة s

Note

- **المجموعة 1A** : تسمى الأقلاء.
- **المجموعة 2A** : تسمى الأقلاء الأرضية.

2 الفئة (p)

- تشغل المنطقة **اليمنى** من الجدول الدوري.
- تتكون من 6 مجموعات، لأن المستوى الفرعي (p) يتسع لـ 6 إلكترونات.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (p)
- تتكون من 6 مجموعات، تميز أرقامها بالحرف A ، باستثناء ..

المجموعة الصفرية (مجموعة الغازات الخاملة) التي لا تأخذ الحرف A

np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6 0
IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	He
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	Cl	Cl	Ar
Ca	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

مجموعات الفئة p

Note

- **المجموعة 7A :** تسمى الهالوچينات.
- **المجموعة 0 :** تسمى الغازات الخاملة (النبيلة).

- التركيب الإلكتروني لها ينتهي بالمستوى الفرعي ($np^{1:6}$).

المجموعة	0	7A	6A	5A	4A	3A
التوزيع الإلكتروني ينتهي بالمستوى الفرعي	np^6 $1s^2$	np^5	np^4	np^3	np^2	np^1

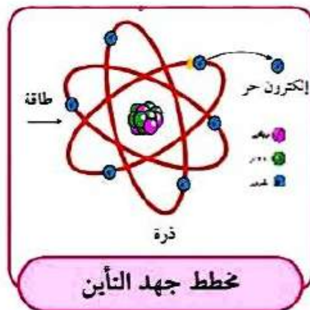
3 الفئة (d)

	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VIIB 7	VIII 8	VIII 9	VIII 10	IB 11	IIB 12
السلسلة الانتقالية الأولى	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
السلسلة الانتقالية الثانية	Y									Cd
السلسلة الانتقالية الثالثة	La									Hg
السلسلة الانتقالية الرابعة										
	$(n-1)d^1$	$(n-1)d^2$	$(n-1)d^3$	$(n-1)d^5$	$(n-1)d^5$	$(n-1)d^6$	$(n-1)d^7$	$(n-1)d^8$	$(n-1)d^{10}$	$(n-1)d^{10}$

مجموعات الفئة d

- تشغل المنطقة **الوسطى** من الجدول الدوري.
- تضم العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (d).
- تتكون من 10 أعمدة رأسية (8 مجموعات)، لأن المستوى الفرعي (d) يتسع لـ 10 إلكترونات.
- تميز أرقامها بالحرف B **باستثناء المجموعة الثامنة التي تتكون من 3 أعمدة رأسية.**
  - 7 أعمدة تخص المجموعات B (7 مجموعات).
  - 3 أعمدة تخص المجموعة الثامنة (IIIV) (مجموعة واحدة).

2 خاصية جهد التأين (طاقة التأين)



مخطط جهد التأين

- عندما تكتسب الذرة كمية معينة من الطاقة فإن الإلكترونات **تثار** وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى.
- إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبياً فإنها تطرد **أضعف** الإلكترونات ارتباطاً بالذرة وتصبح الذرة **أيوناً موجبًا**.
- التغير في المحتوى الحراري لعملية التأين يكون **بإشارة موجبة** لأن طاقة التأين عبارة عن طاقة ممتصة.

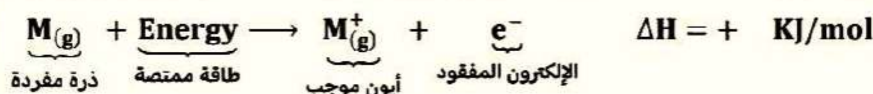
طاقة الإثارة

الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستواه الأصلي إلى مستوى أعلى وتصبح الذرة مثارة

طاقة التأين

الطاقة اللازمة لنزع أقل الإلكترونات ارتباطًا بالنواة في الذرة المفردة وهي في الحالة الغازية وتصبح الذرة أيون موجب

- يختص مفهوم جهد التأين بالذرات المفردة للفلزات وهي في الحالة الغازية.
- المعادلة العامة لطاقة التأين ..



$$M_{(g)} + Energy \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \quad \Delta H = + \quad KJ/mol$$

- يكون للذرة أكثر من جهد تأين ..

جهد التأين الأول	جهد التأين الثاني	جهد التأين الثالث
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة في الذرة المفردة وهي في الحالة الغازية	مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة	مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين
يؤدي إلى تكوين أيون يحمل **شحنة موجبة واحدة**	يؤدي إلى تكوين أيون يحمل **شحنتين موجبتين**	يؤدي إلى تكوين أيون يحمل **ثلاث شحنات موجبة**
$M_{(g)} + Energy \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \; \Delta H=+$	$M^{+}_{(g)} + Energy \longrightarrow M^{2+}_{(g)} + e^{-} \; \Delta H=+$	$M^{2+}_{(g)} + Energy \longrightarrow M^{3+}_{(g)} + e^{-} \; \Delta H=+$
جهد التأين الأول < جهد التأين الثاني < جهد التأين الثالث		

6 الخاصية الحامضية والقاعدية

◂ عندما يتحد عنصر مع الأكسجين يتكون مركب يعرف بالأكسيد.

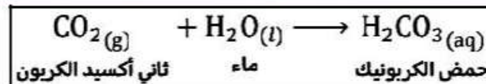


الأكاسيد الحامضية

◂ تعريفها: هي أكاسيد اللافلزات التي تعطى أحماضًا عند ذوبانها في الماء.

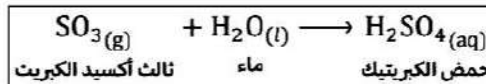
◂ من أمثلتها ..

- ثاني أكسيد الكربون (CO_2)
- ثالث أكسيد الكبريت (SO_3)
- ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2)



$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

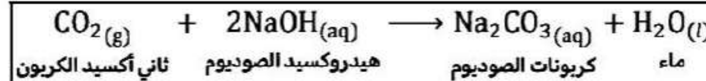
ثاني أكسيد الكربون — ماء — حمض الكربونيك



$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

ثالث أكسيد الكبريت — ماء — حمض الكبريتيك

◂ تتفاعل هذه الأكاسيد مع القلويات مكونة ملح وماء ..



$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

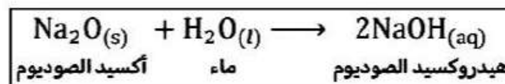
ثاني أكسيد الكربون — هيدروكسيد الصوديوم — كربونات الصوديوم — ماء

الأكاسيد القاعدية

◂ تعريفها: أكاسيد الفلزات التي بعضها يذوب في الماء ويعطي قلويات (الأكاسيد القلوية) والبعض الآخر لا يذوب في الماء.

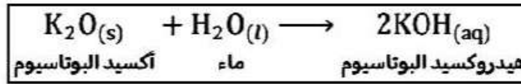
◂ من أمثلتها ..

- أكسيد الصوديوم (Na_2O)
- أكسيد البوتاسيوم (K_2O)
- أكسيد الماغنسيوم (MgO)



$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

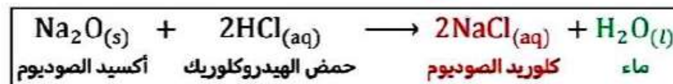
أكسيد الصوديوم — ماء — هيدروكسيد الصوديوم



$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$$

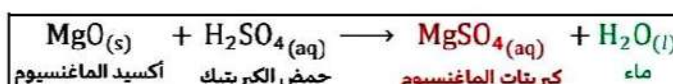
أكسيد البوتاسيوم — ماء — هيدروكسيد البوتاسيوم

◂ تتفاعل هذه الأكاسيد مع الأحماض مكونة ملح وماء ..



$$Na_2O_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أكسيد الصوديوم — حمض الهيدروكلوريك — كلوريد الصوديوم — ماء



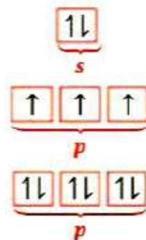
$$MgO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أكسيد الماغنسيوم — حمض الكبريتيك — كبريتات الماغنسيوم — ماء

Note

تكون الذرة مستقرة عندما ينتهي توزيعها الإلكتروني ..

- بالمستوى الفرعي (s^2) تام الامتلاء
- بالمستوى الفرعي (p^3) نصف ممتلئ
- بالمستوى الفرعي (p^6) تام الامتلاء



حالات خاصة للميل الإلكتروني

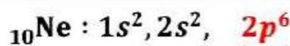
لاحظ القيم والأرقام من الجدول في الصفحة السابقة

الغازات النبيلة

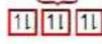
التركيب الإلكتروني لها مستقر (المستوي الأخير مكتمل).

الإلكترون المكتسب يقلل من استقرار الذرة.

أي قيم الميل الإلكتروني لها موجبة بسبب استقرار التركيب الإلكتروني لها



$_{10}Ne : 1s^2, 2s^2, 2p^6$



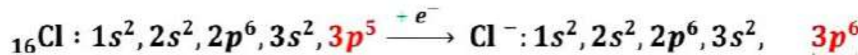
تام الامتلاء

(أكثر استقرارًا)

الهالوجينات

أعلى قيم الطاقة المنطلقة للميل الإلكتروني لان الإلكترون المكتسب يجعل المستوي الأخير مكتمل (يزيد الاستقرار)

ويكون نفس التركيب الإلكتروني الأقرب غاز خامل (قيم طاقة منطلقة بالسالب)



$_{16}Cl : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5 \xrightarrow{+e^-} Cl^- : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

مكتمل ومستقر

النيتروجين

التركيب الإلكتروني له مستقر المستوي الأخير نصف مكتمل p^3

الإلكترون المكتسب يقلل من استقرار الذرة (يزدوج مع أحد إلكترونات p)

أي قيم الميل الإلكتروني له موجب بسبب استقرار التركيب الإلكتروني لها



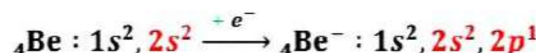
$_7N : 1s^2, 2s^2, 2p^3 \xrightarrow{+e^-} N^- : 1s^2, 2s^2, 2p^4$

نصف مكتمل ومستقر

البريليوم والماغنسيوم

الإلكترون الجديد يضاف للمستوى p الأعلى طاقة من s المكتمل

لذلك قيم الميل لهما موجبة وتدل على امتصاص طاقة



$_4Be : 1s^2, 2s^2 \xrightarrow{+e^-} {_4Be^-} : 1s^2, 2s^2, 2p^1$



تدرج الخاصية الحامضية والقاعدية في الجدول الدوري



في الدورة الواحدة

- بزيادة العدد الذري تقل الخاصية القاعدية للأكسيد بينما تزداد الخاصية الحامضية.

في المجموعة الواحدة

- المجموعة التي تبدأ بفلز (المجموعة 1A) : تزداد الخاصية القاعدية للأكسيد بزيادة العدد الذري.
- المجموعة التي تبدأ بلافلز (المجموعة 7A) : تزداد الخاصية الحامضية للأكسيد بزيادة العدد الذري.
- تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروچينية لعناصر المجموعة 17 (الهالوچينات) بزيادة العدد الذري (علل)

لأنه بزيادة العدد الذري في المجموعـة يزداد نصف قطر الهالوچين،

وبالتالي تقل قوة جذبه لذرة الهيدروچين فيسهل تأينها

- تزداد الخاصية القاعدية لعناصر المجموعة 1A رأسياً بزيادة العدد الذري (علل) ..

لزيادة نصف قطر أيون الفلز فتقل قوة جذب النواة ويسهل انفصال OH^-

- محلول هيدروكسيد البوتاسيوم أقوى قاعدية من محلول هيدروكسيد الصوديوم (علل) ..

لأن الخاصية القاعدية لأكاسيد عناصر المجموعة الأولى تزداد بزيادة العدد الذري،

والعدد الذري للبوتاسيوم أكبر منه لذرة الصوديوم

بزيادة العدد الذري في الدورة من اليسار لليمين

- يقل نصف القطر
- تزداد الخاصية اللافلزية
- تقل الخاصية القاعدية
- تزداد السالبية الكهربية
- يزداد جهد التأين
- تقل الخاصية الفلزية
- تزداد الخاصية الحامضية

بزيادة العدد الذري في المجموعة من أعلى لأسفل

- يزداد نصف القطر
- يقل جهد التأين
- تقل السالبية الكهربية
- تقل الخاصية اللافلزية
- تزداد الخاصية الفلزية
- تزداد الخاصية القاعدية للفلزات
- تزداد الخاصية الحامضية للافلزات



ملخص تدرج الخواص في الجدول الدوري الحديث

حساب التغير في أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

يمكن التعرف على التغير الحادث للعناصر أثناء تفاعلات الأكسدة والاختزال،

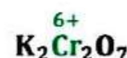
بتتبع التغير في أعداد تأكسدها قبل وبعد التفاعل

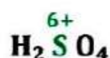
الأكسدة	الاختزال
عملية فقد إلكترونات	عملية اكتساب إلكترونات
زيادة في الشحنة الموجبة	نقص في الشحنة الموجبة
زيادة عدد التأكسد	نقص عدد التأكسد
المادة التي تحدث لها عملية الأكسدة (تفقد إلكترونات) تقوم بدور العامل المختزل	المادة التي تحدث لها عملية الاختزال (تكتسب إلكترونات) تقوم بدور العامل المؤكسد
تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل إلى العامل المؤكسد	

العامل عكس العملية

◄ عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية أكبر ما يمكن ..

فإن المركب يقوم بدور العامل المؤكسد فقط في تفاعلاته

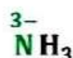




◄ عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية أقل ما يمكن ..

فإن المركب يقوم بدور العامل المختزل فقط في تفاعلاته





◄ عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية متوسطة ..

فإن المركب يقوم بدور العامل المختزل أو العامل المؤكسد حسب التفاعل




تطبيق على تفاعلات الأكسدة والاختزال

عدد الإلكترونات التي يفقدها **العامل المختزل** = عدد الإلكترونات التي يكتسبها **العامل المؤكسد**

تطبيق على تفاعل



$$2NaI_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + I_{2(s)}$$

المعادلة الأيونية الكلية

المركبات NaI و NaCl مركبات أيونية

ويمكن كتابة المعادلة بالصورة التالية وتسمى **المعادلة الأيونية الكلية**



$$2Na^{+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

الأيونات المتفرجة وحذفها

أيون $Na^{+}_{(aq)}$ في التفاعل يسمى **بالأيون المتفرج**

لعدم اشتراكه بشكل فعلي في التفاعل وعدم حدوث تغير في عدد تأكسد في طرفي المعادلة،

وعند حذف الأيون المتفرج نصل لمعادلة أيونية نهائية،

المعادلة تحتوي على ذرات وأيونات حدث تغير في عدد تأكسدها بالفعل



$$\cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + 2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

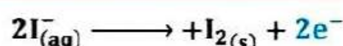
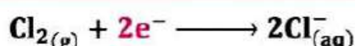


$$2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

ويلاحظ من التفاعل أن

تفاعل الأكسدة	تفاعل الاختزال
 $2I^{-} \longrightarrow I_2$	 $Cl_2 \longrightarrow 2Cl^{-}$
أيونات اليوديد السالبة تحولت إلى جزيء متعادل وحدث زيادة في عدد التأكسد $-1 \longrightarrow 0$	جزيئات الكلور المتعادلة قد تحولت إلى أيونات كلوريد سالبة أي حدث نقص في عدد التأكسد $0 \longrightarrow -1$
معادلة نصف الأكسدة	**معادلة نصف الاختزال**
 $2I^{-}_{(aq)} \longrightarrow +I_{2(s)}$	 $Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)}$
كل أيون يوديد فقد إلكترون، وبالتالي عدد الإلكترونات **المفقودة** الكلي هو 2 إلكترون	كل ذرة كلوريد تكتسب إلكترون، وبالتالي عدد الإلكترونات **المكتسبة** الكلي هو 2 إلكترون

لتحقيق قانون حفظ الشحنات يضاف لنصفي التفاعل الإلكترونات المفقودة والمكتسبة

 $2I^{-}_{(aq)} \longrightarrow +I_{2(s)} + 2e^{-}$	 $Cl_{2(g)} + 2e^{-} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)}$

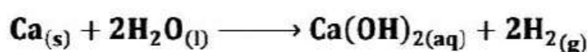
المعادلة الأيونية النهائية المعبرة عن التفاعل



$$2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

3

يُعتبر تفاعل الكالسيوم مع الماء بالمعادلة الرمزية التالية .. كتاب مدرسي



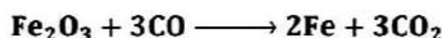
$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + 2H_{2(g)}$$

❶ عبر عن التفاعل الحادث بمعادلة أيونية ..

❷ استنتج معادلتي نصفي الأكسدة والاختزال الموزونتين ..

4

وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال لكل من الحديد والكربون في التفاعل التالي ..



$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

●●●● الحل ●●●●

الكربون



$$\overset{??}{C}\ \overset{2-}{O} \longrightarrow \overset{??}{C}\ \overset{2-}{O_2}$$

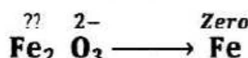
$C + (-2) = Zero$ $\qquad$ $C + (-2 \times 2) = Zero$

$C = +2$ $\qquad$ $C = +4$

عملية أكسدة

حدثت عملية أكسدة للكربون لزيادة عدد تأكسده من +2 إلى +4

الحديد



$$\overset{??}{Fe_2}\ \overset{2-}{O_3} \longrightarrow \overset{Zero}{Fe}$$

$2Fe + (-2 \times 3) = Zero$

$2Fe = +6$

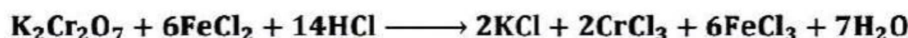
$Fe = +3$ $\qquad$ $Fe = Zero$

عملية اختزال

حدثت عملية اختزال للحديد لنقص عدد تأكسده من +3 إلى Zero

5

وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال لكل من الكروم والحديد في التفاعل التالي ..



$$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

●●●● الحل ●●●●

الكربون



$$\overset{??}{Fe}\ \overset{1-}{Cl_2} \longrightarrow \overset{??}{Fe}\ \overset{1-}{Cl_3}$$

$Fe + (-1 \times 2) = 0$ $\qquad$ $Fe + (-1 \times 3) = 0$

$Fe = +2$ $\qquad$ $Fe = +3$

عملية أكسدة

حدثت عملية أكسدة للحديد لزيادة عدد تأكسده من +2 إلى +3

الكروم



$$\overset{1+}{K_2}\ \overset{??}{Cr_2}\ \overset{2-}{O_7} \longrightarrow \overset{??}{Cr}\ \overset{1-}{Cl_3}$$

$(+1 \times 2) + (2Cr) + (-2 \times 7) = 0$ $\qquad$ $Cr + (-1 \times 3) = 0$

$2Cr = +12$

$Cr = +6$ $\qquad$ $Cr = +3$

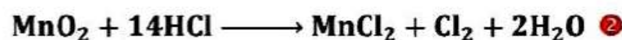
عملية اختزال

حدثت عملية اختزال للكروم لنقص عدد تأكسده من +6 إلى +3

6

وضح الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلات التالية .. كتاب مدرسي

❶ 
$$2H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

❷ 
$$MnO_2 + 14HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

◂ **ملاحظات ..**

◂ **تفاعلات الاحلال المزدوج مثل تفاعلات التعادل (تفاعل الأحماض مع القلويات) والترسيب لا تعتبر تفاعلات أكسدة واختزال، لأنها عبارة عن تبادل أيونات دون فقد أو اكتساب إلكترونات ..**

➤ **تفاعل تعادل (حمض وقاعدة)، مثل ..**


$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

➤ **تفاعل الترسيب، مثل ..**


$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl$$

◂ **عند تحديد الأكسدة والاختزال: نحذف معاملات (الوزن) المعادلة وليس لها أي تدخل في الحسابات.**

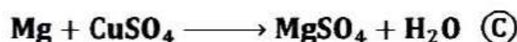


تدريب 2

◂ كل التالي يُمثل تفاعل أكسدة واختزال، عدا ... كتاب مدرسي

Ⓐ 
$$2P + 5HClO + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4 + 5HCl$$

Ⓑ 
$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Ⓒ 
$$Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$$

Ⓓ 
$$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

وزن المعادلات الأيونية لتفاعلات الأكسدة والاختزال

◄ يتم عملية وزن المعادلة باتباع الخطوات التالية ..

❶ **فصل** تفاعلي الأكسدة والاختزال.

❷ **وزن** الذرات والأيونات في طرفي المعادلة.

❸ **تحقيق** قانون حفظ الشحنة لإضافة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة.

❹ **مساواه** أعداد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة في معادلتي الأكسدة والاختزال.

❺ **جمع** معادلتي الأكسدة والاختزال.

تطبيق



$$Cr_{(s)} + H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

	الاختزال	الأكسدة
الخطوة (١)	$H^{+}_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$	$Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$
الخطوة (٢)	$2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$	$Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$
الخطوة (٣)	$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$	$Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^{-}$
الخطوة (٤)	بالضرب × 3 $6H^{-}_{(aq)} + 6e^{-} \longrightarrow 3H_{2(g)}$	بالضرب × 2 $2Cr_{(s)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 6e^{-}$
الخطوة (٥)	$2Cr_{(s)} + 6H^{+}_{(aq)} + \cancel{6e^{-}} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)} + \cancel{6e^{-}}$ $\boxed{2Cr_{(s)} + 6H^{+}_{(aq)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)}}$	

اتبع نفس الخطوات



$$Cu^{2+}_{(aq)} + Al_{(s)} \longrightarrow Al^{3+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

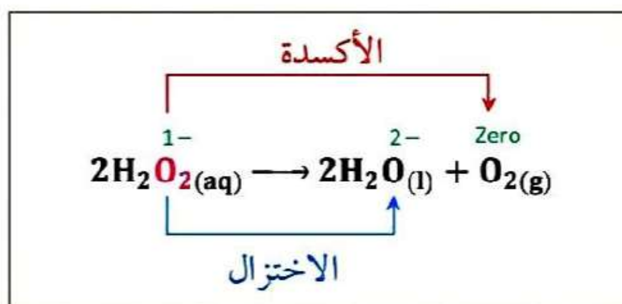
	الاختزال	الأكسدة
الخطوة (١)		
الخطوة (٢)		
الخطوة (٣)		
الخطوة (٤)		
الخطوة (٥)		

تفاعلات عدم التناسب

◂ تعريف ..

نوع من تفاعلات الأكسدة والاختزال يحدث فيها تفاعلات الأكسدة والاختزال

لنفس الأيون في أحدى المتفاعلات



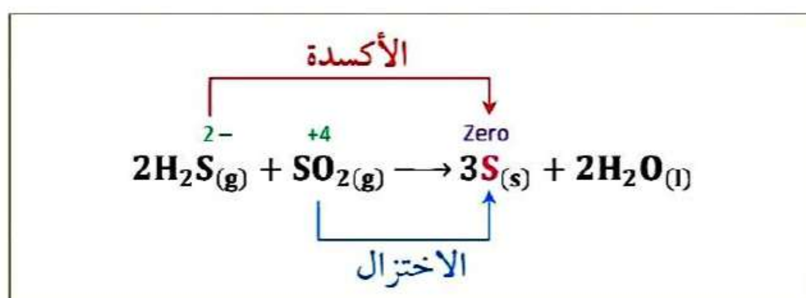
تفاعلات التناسب المشترك

◂ تعريف ..

نوع من تفاعلات الأكسدة والاختزال

يحدث لمركبين أو أيونين يتضمنان عنصر مشترك في حالتي تأكسد مختلفتين،

لتكوين ناتج له حالة تأكسد وسطية



تم بحمد الله